

03 – Tabela Periódica

ITA – 2021

Autor:
Prof. Thiago Cardoso

Aula 03

Sumário

Apresentação da Aula.....	4
<i>Classificações Periódicas nas provas do ITA.....</i>	<i>5</i>
1. Precursores da Tabela Periódica	5
<i>1.1. Tríades de Döbereiner</i>	<i>6</i>
<i>1.2. Parafuso Telúrico.....</i>	<i>7</i>
<i>1.3. Lei das Oitavas</i>	<i>9</i>
<i>1.4. Tabela Periódica de Mendeleiev</i>	<i>9</i>
<i>1.5. Conceito de Moseley</i>	<i>11</i>
2. Tabela Periódica Atual	13
<i>2.1. Períodos.....</i>	<i>16</i>
<i>2.2. Famílias</i>	<i>20</i>
<i>2.3. Dicas para Decorar os Elementos Representativos.....</i>	<i>26</i>
<i>2.4. Metais, Semimetais, Ametais e Gases Nobres.....</i>	<i>27</i>
<i>2.4.1. Metais.....</i>	<i>27</i>
<i>2.4.2. Ametais.....</i>	<i>27</i>
<i>2.4.3. Semimetais.....</i>	<i>29</i>
<i>2.4.4. Gases Nobres.....</i>	<i>29</i>
<i>2.5. Estados Físicos.....</i>	<i>30</i>
3. Carga Nuclear Efetiva.....	36
<i>4.1. Regra Simples.....</i>	<i>37</i>
<i>4.2. Regra de Slater.....</i>	<i>38</i>
<i>4.3. Periodicidade da Carga Nuclear Efetiva.....</i>	<i>42</i>
4. Propriedades Periódicas	44
<i>4.1. Raio Atômico</i>	<i>44</i>
<i>4.2. Raio Iônico.....</i>	<i>51</i>
<i>4.3. Energia de Ionização</i>	<i>54</i>
<i>4.3.1. Outras Energias de Ionização dos Metais Alcalinos (família I-A).....</i>	<i>59</i>
<i>4.3.2. Outras Energias de Ionização dos Metais Alcalinos-Terrosos (família II-A).....</i>	<i>61</i>



4.3.3. Outras Energias de Ionização dos demais Metais Representativos (famílias III-A a V-A).....	63
4.4. Afinidade Eletrônica	66
3.5. Estabilidade Eletrônica dos Gases Nobres	72
4. Lista de Questões Propostas	78
5. Gabarito.....	93
6. Lista de Questões Comentadas	94



Apresentação da Aula

Olá, Alunos, sejam bem-vindos a mais uma aula de Química. Nessa aula, vamos falar sobre as Propriedades Periódicas.

Classificar, de acordo com o Dicionário Houaiss, significa “dividir em grupos ou classes que possuam características parecidas.” Por isso, classificar é importante para compreender melhor o comportamento de algumas propriedades.

Se um indivíduo pertence a uma determinada classe com propriedades específicas, é possível obter rapidamente muita informação sobre ele. Por exemplo, por que classificar os seres vivos em animais, plantas, fungos, bactérias e protozoários?

Cada uma dessas classes apresenta características específicas. Então, ao observar um ser vivo produzindo seu próprio alimento a partir de folhas, podemos assumir que é uma planta. Se observarmos a folha e notarmos que ela possui nervação reticulada, saberemos que é uma dicotiledônea, por isso, deverá apresentar raiz axial também. Com base nisso, um jardineiro saberá melhor como cultivá-la.

Para classificar, é necessário agrupar propriedades de acordo com um certo critério. Nas plantas, esse critério é o número de cotilédones nas sementes. Da mesma forma, na Química, sempre se procurou uma maneira de classificar os elementos com base em algumas propriedades rotineiramente observadas, entre elas:

- Raio Atômico;
- Energia de Ionização;
- Afinidade Eletrônica;
- Eletronegatividade;
- Densidade;
- Ponto de Fusão e Ebulição.

Como o assunto é muito longo, não seremos capazes de esgotá-lo nesse material. Concentramo-nos apenas nas três primeiras propriedades (Raio Atômico, Energia de Ionização e Afinidade Eletrônica) e deixaremos as outras três para a próxima aula, em que também falaremos de Ligações Iônicas.

Ao longo do tempo, foram propostos vários critérios. Estudaremos a Tabela de Mendeleiev, que foi um importante precursor da tabela periódica atual.



O objetivo desse capítulo é te ajudar a obter as seguintes habilidades:

- Prever o comportamento geral das propriedades periódicas listadas acima ao longo da tabela periódica;
- Entender o conceito de carga nuclear efetiva e de blindagem;
- Lembrar que o nitrogênio tem baixa afinidade eletrônica;
- Lembrar de outras exceções ao comportamento geral das propriedades periódicas.

Classificações Periódicas nas provas do ITA

Você notará que teremos poucas questões das provas de ITA nesse material, mas isso não significa que é pouco cobrado.

O ITA gosta de misturar Propriedades Periódicas em questões de nível muito elevado de outros assuntos. Portanto, você precisa estar afiadíssimo para resolver esse tipo de questão.

Trata-se de um assunto que serve de base para muitos outros, como Ligações Químicas e Química Orgânica e Descritiva. Portanto, é importantíssimo para o seu aprendizado na Química que você aprenda.

Além disso, aprofundar-se nas Propriedades Periódicas é bastante complexo e, por isso, eu proponho que você revise esse material quando você ganhar mais maturidade na Química, pois tenho certeza de que você poderá compreender melhor alguns fatos e exceções aqui tratados.

1. Precursores da Tabela Periódica

A atual Tabela Periódica segue padrões estabelecidos pela IUPAC (sigla em inglês da União Internacional de Química Pura e Aplicada).

Ela resultou de uma evolução de estudos de diversos químicos que buscavam classificar os elementos químicos.

Um dos pressupostos do Modelo Atômico de Dalton de 1808 era que **todos os átomos de um mesmo elemento químico possuíam a mesma massa.**

Por muito tempo, essa concepção vigorou na Química e influenciou grande parte dos cientistas nas suas observações, inclusive, na classificação dos elementos químicos.

O nêutron somente foi teorizado pela primeira vez por Ernest Rutherford em 1909 e descoberto por James Chadwick em 1932.



Antes disso, ainda não se tinha a noção de número atômico e de que a massa atômica não determinava o elemento químico. Por exemplo, o cálcio ($Z = 20$) e o argônio ($Z = 18$) possuem massas atômicas aproximadamente iguais a 40. Embora tenham a mesma massa atômica, são elementos com propriedades bastante diferentes.

1.1. Tríades de Döbereiner

Dalton construiu sua tabela de elementos simplesmente listando os diversos elementos químicos por ordem crescente de massa atômica. Com o tempo, vários cientistas entenderam que vários elementos com propriedades semelhantes apareciam muito distantes na ordem de massa atômica. Nasceu, então, a necessidade de organizá-los.

Em 1829, o químico alemão Johann Wolfgang Döbereiner analisou o cálcio, estrôncio e bário, percebendo uma relação muito simples entre suas massas atômicas: a massa do estrôncio era aproximadamente a média das massas do cálcio e do bário.

Ao analisar outros elementos químicos, Döbereiner concluiu que havia outras **tríades** de elementos químicos em que se notava a mesma relação. Como exemplos de Tríades de Döbereiner, pode-se listar:

Tabela 1: Exemplos de Tríades de Döbereiner

Cloro	35,5	Lítio	7
Bromo	80	Sódio	23
Iodo	127	Potássio	39
Enxofre	32	Cálcio	40
Selênio	79	Estrôncio	88
Telúrio	128	Bário	137

Na Tabela 1, podemos notar que a massa do elemento central é aproximadamente igual à média aritmética das massas dos outros dois elementos.

Döbereiner imaginou que os elementos pertencentes a uma mesma tríade deveriam apresentar propriedades físicas e químicas semelhantes.

Com os conhecimentos modernos, sabemos que, de fato, os agrupamentos que foram agrupados na Tabela 1 pertencem à mesma família da Tabela Periódica, portanto, apresentam, de fato, propriedades físicas e químicas semelhantes.

Porém, na época, as tríades de Döbereiner foram consideradas apenas como uma coincidência pela comunidade científica.

O fato de Döbereiner ter conseguido agrupar apenas 9 – já que o lítio não era conhecido na época – dos 54 elementos conhecidos contribuiu para que sua tese caísse no ostracismo.

1.2. Parafuso Telúrico

Em 1862, o geólogo francês Alexandre Chancourtois tomou por base a massa atômica do elemento químico **oxigênio**, que já era conhecida na época como sendo igual a 16.

Ele construiu um cilindro com 16 segmentos iguais e marcou uma hélice na sua superfície com um eixo de 45°. Sobre essa hélice, dispôs os elementos químicos em ordem crescente de suas massas atômicas

Chancourtois percebeu que a hélice atravessa as geratrizes do cilindro a distâncias cujos valores eram múltiplos de 16 e que os elementos na mesma geratriz, cujas massas atômicas diferiam em 16 unidades, apresentavam propriedades físicas e químicas semelhantes.

Vejamos algumas situações em que o parafuso telúrico funciona.

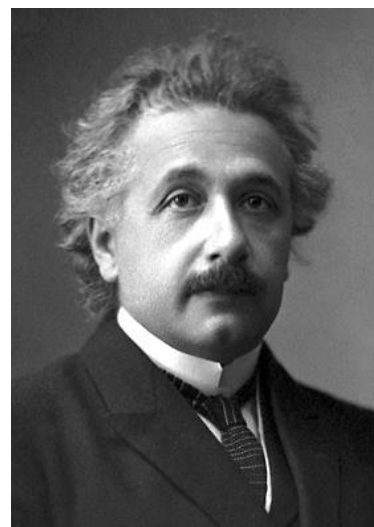


Figura 1: Albert Einstein
(fonte: [2])

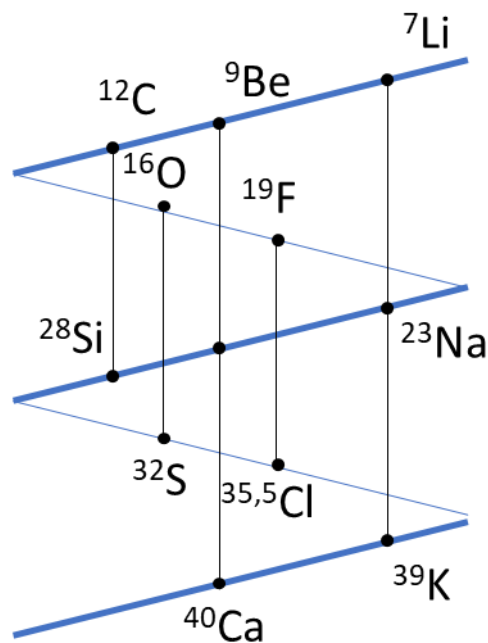


Tabela 2: Exemplos do Parafuso Telúrico

Magnésio	24	Lítio	7
Cálcio	40	Sódio	23
		Potássio	39
Carbono	12	Nitrogênio	14
Silício	28	Fósforo	31

Entretanto, o trabalho de Chancourtois não recebeu maior atenção da comunidade científica da época devido ao grande número de irregularidades que eram encontradas. Por exemplo, extrapolando a massa do enxofre, o próximo elemento teria massa $32 + 16 = 48$, que corresponde ao Titânio (Ti).

Porém, o Titânio é um metal, portanto, apresenta propriedades radicalmente diferentes do oxigênio e do enxofre.

1.3. Lei das Oitavas

Em 1864, o químico e músico inglês John Newlands (1837-1898) trouxe a hipótese de que, se todos os elementos fossem dispostos em ordem crescente, dois elementos situados a uma distância de 8 passos apresentariam propriedades físicas e químicas semelhantes.

A sua proposta em que via certa conexão da Química com a música foi ridicularizada. Porém, até a sua época, dentro de algumas limitações, era a que mais se parecia com o que conhecemos atualmente.

No entanto, podemos notar sérias irregularidades, como o fato de que as propriedades do ferro (Fe) em nada se parecem com as propriedades do oxigênio (O) e do enxofre (S).

Tabela 3: Lei das Oitavas de Newlands

Dó	Ré	Mi	Fá	Sol	Lá	Si
H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe

1.4. Tabela Periódica de Mendeleiev

Mendeleiev, apesar de não ter descoberto nenhum elemento, deu uma significativa contribuição à Química por meio de sua tabela periódica.

A grande importância da Tabela Periódica de Mendeleiev foi de ser a primeira forma de classificar os elementos, com isso, ele foi capaz de prever a existência de alguns elementos, inclusive relatando algumas de suas propriedades físicas e químicas.

O químico Julius Meyer também foi um importante estudioso da periodicidade. Trabalhando independente, ele e Mendeleiev propuseram uma classificação dos elementos químicos em ordem crescente de massas atômicas.

Meyer publicou primeiro em 1864, e em 1869 expandiu sua tabela para mais de 50 elementos. Meyer estudou a variação de propriedades, como o volume molar, o ponto de ebulição

e a dureza como função da massa atômica. [1] A figura a seguir mostra a versão de Mendeleiev, um pouco mais sofisticada.

	I --- R ₂ O	II --- RO	III --- R ₂ O ₃	IV RH ₄ RO ₂	V RH ₃ R ₂ O ₃	VI RH ₂ RO ₃	VII RH R ₂ O ₇	VIII --- RO ₄
1	H 1							
2	Li 7	Be 9.4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
3	Na 23	Mg 24	Al 27.3	Si 28	P 31	S 32	Cl 35.5	
4	K 39	Ca 40	? 44	Ti 48	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe, Co, Ni, Cu 56, 59, 59, 63
5	Cu 63	Zn 65	? 68	? 72	As 75	Se 78	Br 80	
6	Rb 85	Sr 87	? Yt 88	Zr 90	Nb 94	Mo 96	? 100	Ru, Rh, Pd, Ag 104, 104, 106, 108
7	Ag 108	Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 125	I 127	
8	Cs 133	Ba 137	? Di 138	? Ce 140	? ?	? ?	? ?	? , ? , ? , ?
9	? ?	? ?	? ?	? ?	? ?	? ?	? ?	
10	? ?	? ?	? Er 178	?? La 180	Ta 182	W 184	? ?	Os, Ir, Pt, Au 195, 197, 198, 199
11	Au 199	Hg 200	Tl 204	Pb 207	Bi 208	? ?	? ?	
12	? ?	? ?	? ?	Th 231	? ?	U 240	? ?	

Figura 2: Tabela de Mendeleiev

Uma importante observação a respeito dessa tabela é a respeito das lacunas que ela contém. As lacunas dizem respeito a elementos que ainda não eram conhecidos, mas que deveriam existir e um dia seriam descobertos. Além disso, eles deveriam apresentar propriedades físicas e químicas semelhantes ao grupo em que estavam previamente classificados.

A Tabela continha lacunas entre o Silício e o Estanho. Então, o elemento faltante foi denominado Ekasilício e, mais tarde, foi descoberto e denominado Germânio. Continha também uma lacuna após o Alumínio, sendo o elemento faltante denominado Ekaalumínio e, mais tarde, descoberto e denominado Gálio. [2]

Na Tabela 4, tem-se uma comparação entre as propriedades previstas por Mendeleiev para o Eka-Silício (Germânio) e as propriedades atualmente conhecidas desse elemento. [2]

Tabela 4: Predições de Mendeleiev para o Eka-Silício (Germânio)

Propriedade	Eka-Silício	Germânio, Ge
Massa Molar	72 g/mol	72,59 g/mol

Densidade	5,5 g/cm ³	5,32 g/cm ³
Ponto de fusão	Alto	937°C
Aparência	Cinza-escuro	Cinza-claro
Óxido	EO ₂ ; sólido branco; anfotérico; densidade 4,7g/cm ³	GeO ₂ ; sólido branco; anfotérico; densidade 4,23g/cm ³
Cloreto	ECl ₄ ; ferve acima de 100°C; densidade 1,9g/cm ³	GeCl ₄ ; ferve acima de 84°C; densidade 1,84g/cm ³

1.5. Conceito de Moseley

Em 1913, o físico Henry Moseley fazia diversos experimentos com base no Modelo Atômico de Bohr.

O trabalho de Moseley teve papel importantíssimo na consolidação e aceitação internacional desse modelo atômico. Porém, também trouxe uma interessante indagação.

O que intrigava os cientistas é que Bohr foi capaz de provar a empírica Lei de Rydberg e que seu modelo se aplicava muito bem ao átomo de hidrogênio. Porém, não se aplicava tão perfeitamente a átomos polieletrônicos.

A Equação prevista por Niels Bohr previa que as frequências espectrais fossem diretamente proporcionais ao quadrado do número atômico do elemento.

$$\frac{1}{\lambda} = RZ^2 \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \therefore f = \frac{c}{\lambda} = Rc \cdot Z^2 \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

Moseley, então, estudou as frequências das linhas espectrais dos raios X característicos de cerca de 40 elementos. Traçou o gráfico da raiz quadrada da frequência *versus* o número atômico Z do elemento, obtendo a seguinte relação.

$$f^{1/2} = A_n(Z - b)$$

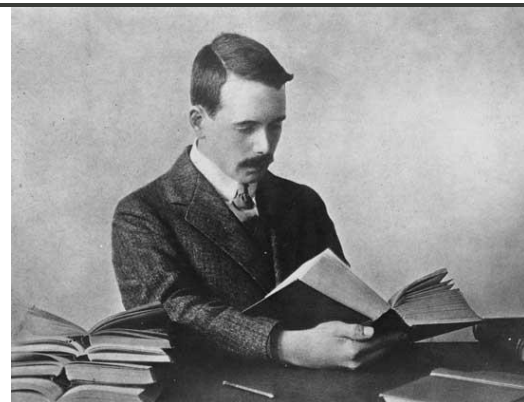


Figura 3: Henry Moseley (fonte: [12])

Com base nessa expressão, Moseley mostrou vários pontos da Tabela Periódica em que havia uma inversão – ou seja, um elemento A tinha número atômico menor, porém, número de massa superior ao elemento B. São casos importantes:

- O argônio tinha $Z = 18$, não $Z = 19$, conforme a tabela de Mendeleev;
- O potássio tinha $Z = 19$, não $Z = 18$;
- O cobalto apresenta maior massa atômica que o níquel, porém, tinha número atômico inferior.

Moseley estudou também as linhas de emissão básicas para diversos elementos polieletrônicos. Essas radiações levam o nome da cadeia inicial. Vejamos

Nível de Partida	Nível de Chegada	Nome da Radiação
1 (K)	2	$K\alpha$
2 (L)	3	$L\alpha$
3 (M)	4	$M\alpha$

Moseley concluiu as seguintes expressões para os comprimentos de onda dessas radiações.

$$\frac{1}{\lambda_{K\alpha}} = R(Z - 1)^2 \left[\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right]$$
$$\frac{1}{\lambda_{L\alpha}} = R \cdot (Z - 7,4)^2 \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right]$$

É interessante que as equações acima são muito parecidas com a Equação de Rydberg, diferindo apenas pela presença de uma constante subtrativa no número atômico.

Moseley concluiu que deveria haver um **efeito de blindagem** exercido pelos elétrons das camadas mais internas. A blindagem significa que os elétrons mais internos, por possuírem cargas negativas, diminuem o efeito que a carga nuclear exerce sobre os elétrons mais externos.

Nasce, então, o conceito de carga nuclear efetiva.

O elétron mais externo não sente a atração equivalente a todos os prótons do núcleo. Em vez disso, parte dessa atração é neutralizada ou blindada pelos elétrons das camadas mais internas.



Em 1914, Moseley publicou um artigo em que defendia que as propriedades atômicas se deviam ao número atômico, não ao número de massa. Ele concluiu que existiam exatamente 92 elementos entre o hidrogênio e o urânio, dos quais cinco ainda eram desconhecidos, mas cujos números atômicos foram determinados por Moseley: 43, 61, 75, 85 e 87.

Posteriormente, o rênio ($Z = 75$) e o frâncio ($Z = 87$) foram descobertos em 1925 e 1939 pelo casal Noddack e por Marguerite Perey, respectivamente. Os demais elementos foram produzidos artificialmente: tecnécio ($Z = 43$), promécio ($Z = 61$) e astato ($Z = 85$).

A Lei de Moseley representou um marco no estudo da Química, pois representou o abandono de antigas ideias sobre a organização dos elementos por ordem de massa atômica. Constitui, assim, uma das bases para a construção da Tabela Periódica moderna.

2. Tabela Periódica Atual

A Tabela Periódica atual lista os elementos em **ordem crescente de número atômico**.

Essa é uma grande diferença entre a Tabela Atual e as suas predecessoras. Por muito tempo, as tabelas periódicas se basearam em ordens de massas atômicas. Porém, o trabalho de Moseley fixou o conceito de número atômico.

Para a organização dos elementos na Tabela Periódica, de acordo com o número de elétrons na sua **camada de valência**.

Nesse livro digital, fazemos uma distância entre camada de valência e camada externa. Vale destacar que algumas obras de renome não o fazem ou até mesmo não se preocupam em conceituar. Porém, eu considero que essa distinção facilitará bastante o seu aprendizado – e é pouco provável que alguma questão de prova venha a se aprofundar em um tema tão específico que ainda não é um completo consenso na literatura.

- **Camada Externa:** Corresponde ao maior nível de energia que possui pelo menos um elétron.

$F: [He]2s^22p^5$	é o nível 2 (camada L).
$Ti: [Ar]4s^23d^2$	é o nível 4 (camada N).

$Se: [Ar]4s^2 3d^{10} 4p^4$	é o nível 4 (camada N).
$Sm: [Xe]6s^2 4f^4$	é o nível 6 (camada P).

É importante observar que os subníveis (n-1)d e (n-2)f são, de maneira geral, mais energéticos que o subnível ns. Por conta disso, a camada externa nem sempre é a última a ser preenchida. Quando isso acontece, o elemento é denominado **metal de transição**.

- **Camada de Valência:** É a camada externa adicionada dos elétrons do subnível (n-1)d ou (n-2)f, **somente** no caso dos **metais de transição e transição interna**, que são aqueles, cujos elétrons mais energéticos se situam em orbitais **d** ou **f**.

$F: [He]2s^2 2p^5$	é o nível 2 (camada L).
$Ti: [Ar]4s^2 3d^2$	é o nível 4 (camada N).
$Se: [Ar]4s^2 3d^{10} 4p^4$	é o nível 4 (camada N).
$Sm: [Xe]6s^2 4f^4$	é o nível 6 (camada P).

Mais uma vantagem da forma sintética de escrever configurações eletrônicas é que já evidenciamos a camada de valência do metal.

Os diferentes elementos são organizados em períodos e famílias, cujas definições estão esquematizadas.

Vale observar que muitos autores definem que a camada de valência é a camada externa, inclusive para os metais de transição. Caso você encontre essa definição em alguma outra literatura, saiba que não é uma questão unânime na Química.

Na Tabela Periódica, os elementos são dispostos em ordem crescente de número atômico, na forma de uma tabela com linhas e colunas, denominadas **períodos e famílias**.

A visão geral da Tabela Periódica que vamos trabalhar nesse curso para resolver a maioria das questões está ilustrada na Figura 4, em que são mostrados os elementos representativos e seus respectivos números atômicos.

Como sempre frisamos no Capítulo sobre Modelos Atômicos, é importante que você saiba os números atômicos dos gases nobres para determinar as configurações eletrônicas dos elementos.



I-A	II-A	III-A	IV-A	V-A	VI-A	VII-A	VIII-A
1	2	13	14	15	16	17	18
1 H							2 He
3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	65 Ba	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn

Figura 4: Visão Geral da Tabela Periódica com os Números Atômicos dos Principais Elementos dispostos em Ordem Crescente

Período

- As configurações eletrônicas dos elementos terminam na mesma camada externa
- São dispostos em linhas

Família

- Os elementos possuem o mesmo número de elétrons na camada de valência
- São dispostas em colunas

Figura 5: Conceitos de Período e Família na Tabela Periódica

Na Figura 6, temos uma ilustração básica da Tabela Periódica.

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

The image displays a standard periodic table of elements, color-coded by groups. A callout box for Hydrogen (H) provides the following information:

- Atomic number: 1
- Symbol: H
- Name: Hydrogen
- Atomic weight: 1.00794
- Electrons per shell: 1

Below the main table, there are sections for Lanthanoids (57-71) and Actinoids (89-103), and a legend for element categories:

- Post-transition metals
- Transition metals
- Lanthanide
- Alkaline earth metals
- Metalloids
- Alkali metals
- Other nonmetals
- Halogens
- Actinide
- Noble gases
- Radioactive element
- Synthetic element
- H (Gas)
- Hg (Liquid)
- Li (Solid)

Figura 6: Tabela Periódica Atual (fonte: [3])

2.1. Períodos

Os períodos correspondem às linhas horizontais. É interessante observar que o número de elementos presentes em cada período é limitado pela quantidade de elétrons que cabem naquele nível de energia.

Por exemplo, no primeiro nível de energia ($n = 1$) só cabem dois elétrons. Portanto, existem apenas dois elementos nesse período, sendo eles o hidrogênio ($H: 1s^1$) e o hélio ($He: 1s^2$).

1° Período	1 H 1.008 Hydrogen																										2 He 4.008 Helium		
2° Período	3 Li 6.941 Lithium		4 Be 9.012 Beryllium																				5 B 10.811 Boron		6 C 12.011 Carbon	7 N 14.007 Nitrogen	8 O 15.999 Oxygen	9 F 18.998 Fluorine	10 Ne 20.180 Neon
3° Período	11 Na 22.990 Sodium		12 Mg 24.305 Magnesium																				13 Al 26.982 Aluminum	14 Si 28.086 Silicon	15 P 30.974 Phosphorus	16 S 32.065 Sulfur	17 Cl 35.453 Chlorine	18 Ar 39.948 Argon	
4° Período	19 K 39.098 Potassium	20 Ca 40.078 Calcium	21 Sc 44.956 Scandium										22 Ti 47.867 Titanium	23 V 50.942 Vanadium	24 Cr 51.996 Chromium	25 Mn 54.938 Manganese	26 Fe 55.845 Iron	27 Co 58.933 Cobalt	28 Ni 58.693 Nickel	29 Cu 63.546 Copper	30 Zn 65.38 Zinc	31 Ga 69.723 Gallium	32 Ge 72.630 Germanium	33 As 74.921 Arsenic	34 Se 78.96 Selenium	35 Br 79.904 Bromine	36 Kr 83.80 Krypton		
5° Período	37 Rb 85.468 Rubidium	38 Sr 87.62 Strontium	39 Y 88.906 Yttrium										40 Zr 91.224 Zirconium	41 Nb 92.906 Niobium	42 Mo 95.94 Molybdenum	43 Tc 98 Technetium	44 Ru 101.07 Ruthenium	45 Rh 106.42 Rhodium	46 Pd 106.36 Palladium	47 Ag 107.87 Silver	48 Cd 112.41 Cadmium	49 In 114.82 Indium	50 Sn 118.71 Tin	51 Sb 121.76 Antimony	52 Te 127.60 Tellurium	53 I 126.90 Iodine	54 Xe 131.29 Xenon		
6° Período	55 Cs 132.91 Cesium	56 Ba 137.33 Barium	57-71 Lanthanide series										72 Hf 178.49 Hafnium	73 Ta 180.96 Tantalum	74 W 183.84 Tungsten	75 Re 186.21 Rhenium	76 Os 190.23 Osmium	77 Ir 192.22 Iridium	78 Pt 195.08 Platinum	79 Au 196.97 Gold	80 Hg 200.59 Mercury	81 Tl 204.38 Thallium	82 Pb 207.2 Lead	83 Bi 208.98 Bismuth	84 Po 209 Polonium	85 At 210 Astatine	86 Rn 222 Radon		
7° Período	87 Fr 223 Francium	88 Ra 226 Radium	89-103 Actinide series										104 Rf 180.94 Rutherfordium	105 Db 185.86 Dubnium	106 Sg 186.87 Seaborgium	107 Bh 187 Bohrium	108 Hs 188 Hassium	109 Mt 188.9 Meitnerium	110 Uun 211 Ununium	111 Uu 212 Ununium	112 Uub 214 Ununium	113 Uut 216 Ununium	114 Uuq 217 Ununium	115 Uuq 217 Ununium	116 Uuh 218 Ununium	117 Uus 218 Ununium	118 Uuo 218 Ununium		

Figura 7: Períodos na Tabela Periódica

O segundo período apresenta exatamente 8 elementos, porque pode ser enchido com 8 elétrons ($2s^2 2p^6$).

É interessante observar que o terceiro período também apresenta exatamente 8 elementos, sendo o último elemento desse período o argônio, cuja configuração eletrônica termina em $3s^2 3p^6$. Observe que o terceiro nível apresenta orbitais d, portanto, pode comportar até 18 elétrons.



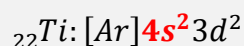
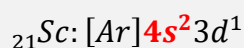
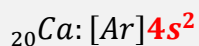
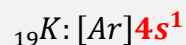
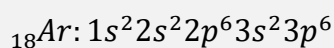
É vital registrar que, com o terceiro nível apresenta orbitais **d**, os elementos do 3° período terão algumas propriedades diferentes dos elementos do 2° período. Esse é um ponto que sempre traz muita confusão entre os alunos.

No Capítulo de Ligações Químicas, falaremos sobre a expansão da Camada de Valência, fenômeno que só é possível com os elementos do terceiro período em diante, justamente por causa dos orbitais **d**.

Também falaremos sobre as ligações pi, que são diferentes no caso dos elementos do 2° e do 3° período. Portanto, fique muito atento ao fato que acabamos de comentar.

Os elementos do 3° período podem utilizar **orbitais d**, mas os elementos do 2° período **não podem**.

No entanto, antes de povoar os orbitais **3d**, devem ser povoados os orbitais 4s devido ao **Diagrama de Pauling**. Portanto, os elementos que seguem o argônio ($Z = 18$) são:



Os elementos que seguem o argônio são todos do quarto período. Mas é interessante observar que, devido ao Diagrama de Pauling, depois do cálcio, o subnível **4s** fica fixo em $4s^2$ e os próximos elétrons são adicionados ao subnível **3d**.

Diante disso, devemos fazer uma importante distinção:

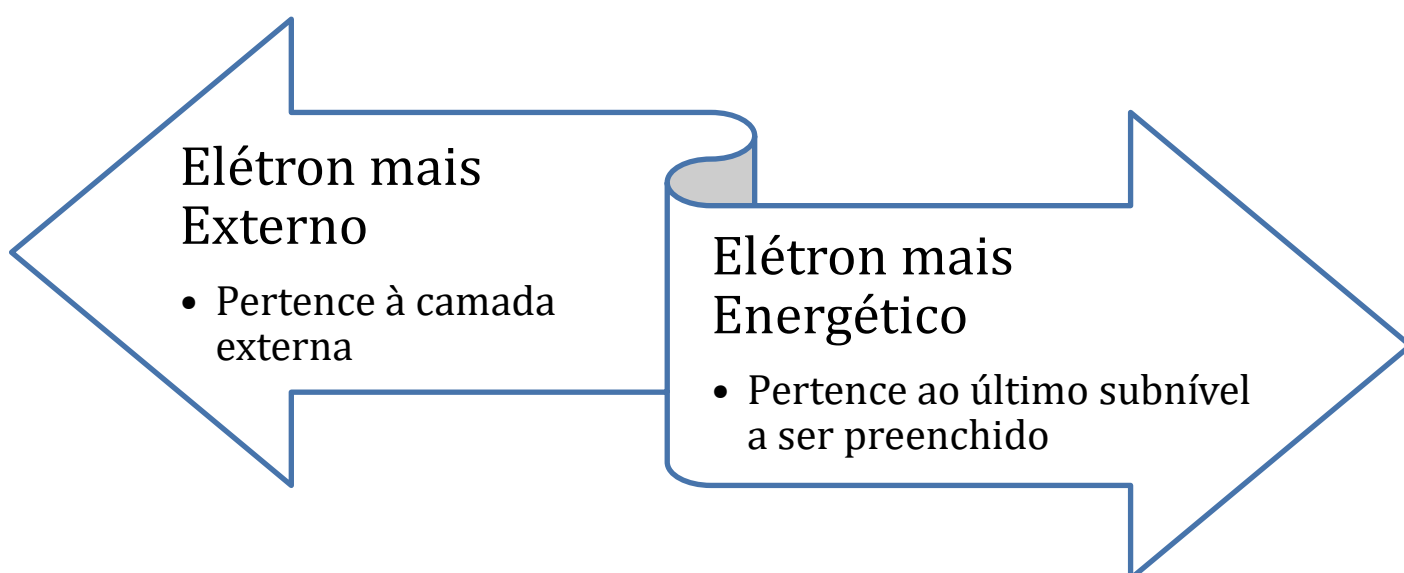


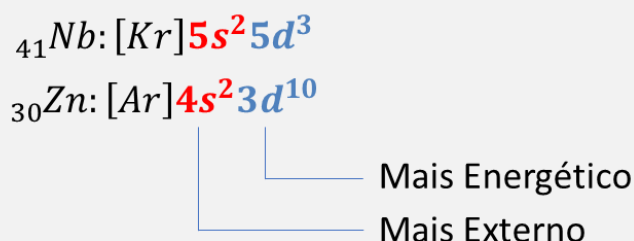
Figura 8: Elétron mais Externo versus Elétron mais Energético

Quando a configuração eletrônica do elemento se encerra em um subnível **s** ou **p**, o elétron mais externo e o mais energético são exatamente os mesmos. Esses elementos são chamados genericamente de **elementos representativos**. São exemplos o lítio e o cloro.

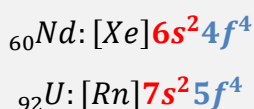


Por outro lado, quando a configuração eletrônica do elemento se encerra em um subnível **d** ou **f**, o elétron mais externo será aquele que pertence ao subnível **s** anterior. Esses elementos são

chamados genericamente de **metais de transição**. Vejamos alguns exemplos em que destacamos em vermelho o elétron **mais externo** e em azul o elétron **mais energético**.



É interessante observar o que acontece no sexto e no sétimo períodos. É exatamente nesses períodos que podemos encontrar os primeiros elementos que possuem elétrons em orbitais **f**. Os elementos, cujos elétrons mais energéticos ocupam orbitais **4f** ou **5f** são classificados todos em uma mesma família (III-B ou 3). Esse conjunto de elementos é chamado de **metais de transição interna**.



Dentre os metais de transição interna, destacam-se o neodímio e o urânio.

O primeiro é muito utilizado na fabricação de ímã, pois é um dos materiais de caráter paramagnético mais acentuado, sendo capaz de sustentar milhares de vezes seu próprio peso.

O neodímio é muito utilizado em diversos sistemas magnéticos do dia a dia, como fones de ouvido, alto falantes e sensores.

Também já se usa, sobretudo na China, os íons Nd^{3+} como fertilizantes em substituição ao Ca^2 .

Já o urânio é uma das fontes radioativas mais conhecidas no mundo, sendo bastante utilizado nas usinas nucleares para a produção de energia elétrica a partir do processo de fissão nuclear.

Os metais de transição interna formam duas séries: a série dos lantanídeos, que pertence ao sexto período, e a série dos actinídeos, que pertence ao sétimo período.

Os lantanídeos, em conjunto com o escândio e o ítrio (ambos também da família III-B), são denominados **terras-raras**.



Figura 9: Ímã de Neodímio
(fonte: [5])

Os actínideos são elementos radioativos, não possuindo isótopos estáveis. Todos os que possuem número atômico maior que o do urânio são elementos artificiais. Por esse motivo, eles são excluídos do grupo das terras-raras.

2.2. Famílias

As famílias, também chamadas de **grupos**, são as diversas colunas da Tabela Periódica. Reveja a tabela, focando seus olhos nas colunas.

O que caracteriza uma família é o **número de elétrons na camada de valência**. Os elementos representativos podem ter sua camada de valência bem representada, já que não existem exceções nas suas configurações eletrônicas.

	I-A 1	II-A 2	III-A 3	IV-A 4	V-A 5	VI-A 6	VII-A 7	VIII-A 8
1°	H 1							He 2
2°	Li 3	Be 4	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
3°	Na 11	Mg 12	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
4°	K 19	Ca 20	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
5°	Rb 37	Sr 38	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
6°	Cs 55	Ba 65	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86
	ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6

Configuração Eletrônica da Camada de Valência

Figura 10: Configuração Eletrônica da Camada de Valência dos Elementos Representativos



PEGADINHA

Uma família é caracterizada por um conjunto de átomos que, **no estado fundamental**, possuem o mesmo número de elétrons na camada de valência. É uma tendência que os elementos da mesma família possuam características semelhantes, porém, isso não é um requisito para que dois elementos pertencem ao mesmo grupo.

Tome cuidado com isso, pois questões de prova podem querer te induzir ao erro afirmando que elementos com propriedades diferentes não podem pertencer à mesma família.

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

The image shows a standard periodic table of elements. A callout box for Hydrogen (H) provides the following information:

- Atomic number: 1
- Symbol: H
- Name: Hydrogen
- Atomic weight: 1.00794
- Electrons per shell: 1

The table is organized into groups (1 to 18) and periods (1 to 7). It includes various element categories such as Post-transition metals, Transition metals, Lanthanoids, Alkaline earth metals, Metalloids, Alkali metals, Other nonmetals, Halogens, Actinoids, Noble gases, Radioactive element, Synthetic element, Gas, Liquid, and Solid.

Como visto anteriormente, a Tabela Periódica é dividida em dois grandes grupos de elementos químicos: os representativos e os metais de transição.

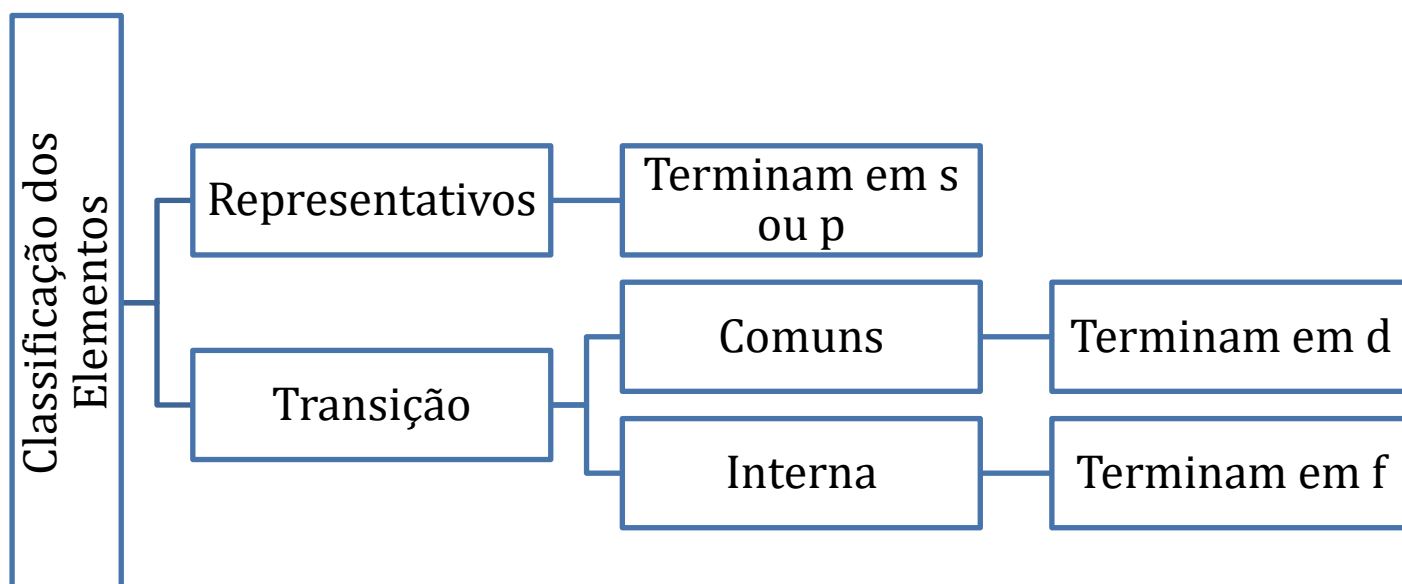


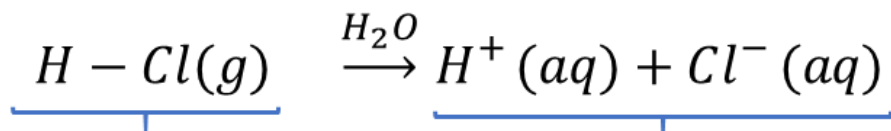
Figura 11: Elementos da Tabela Periódica

Os elementos dos blocos s e p são chamados *elementos representativos* ou do *grupo A*. Esses elementos são os mais importantes da tabela periódica. Além disso, veremos no Capítulo sobre Ligações Químicas que o comportamento **deles em compostos é bem mais previsível**.

A nomenclatura antiga das famílias atribuía os nomes dos elementos representativos em algarismos romanos de I a VIII, acrescentando-se o termo “A”. No caso dos elementos representativos, o número de elétrons de valência é igual ao algarismo em romanos associado à sua família. Por exemplo, o flúor da família VII-A possui sete elétrons de valência. O sódio (família I-A) possui apenas um elétron de valência.

O hélio é uma exceção importante a essa regra. Esse elemento possui apenas dois elétrons na camada de valência, no entanto, é representado na família VIII-A. O hélio é bem mais parecido com os elementos da família VIII-A, os gases nobres, porque é um gás à temperatura ambiente e é bastante inerte. Os elementos da família II-A são metais muito reativos, como o magnésio e cálcio.

O hidrogênio, por sua vez, costuma ser colocado à parte na tabela periódica. Em muitos compostos, ele se comporta como se fosse um halogênio (família VII-A ou 17). Em outros, comporta-se como se fosse um metal alcalino (família I-A ou 1). Um exemplo é a molécula de cloreto de hidrogênio ou ácido clorídrico, cuja fórmula é HCl .



Cloreto de Hidrogênio:

Molécula no Estado Gasoso
Hidrogênio se comporta
como um **halogênio** típico

Ácido Clorídrico:

Ionizado em solução aquosa
Hidrogênio se comporta
como um **metal alcalino**

O cloreto de hidrogênio é uma molécula no estado gasoso, formada por uma ligação covalente. Nessa situação, o hidrogênio se comporta como um halogênio típico. No entanto, essa molécula se ioniza em água liberando o cátion H^+ , exatamente como acontece com compostos entre o cloro e metais alcalinos.



A diferença de comportamento do hidrogênio é tão interessante que o próprio HCl costuma ser chamado de nomes diferentes, dependendo da situação.

Esse composto somente deve ser chamado de ácido clorídrico quando em solução aquosa. Caso esteja fora da água, no estado gasoso, ele deve ser chamado de cloreto de hidrogênio.

O bloco d compreende os **metais de transição**. A nomenclatura antiga previa que as famílias seriam contadas começando de III-B até VIII-B, em que esta última abrangia 3 colunas, seguindo para I-B e II-B.

A nomenclatura I-B e II-B serve para lembrar que, em alguns casos, esses metais se comportam como se fossem metais alcalinos (I-A) e alcalino-terrosos (II-B), principalmente em relação aos cátions mais comuns formados em diversas reações.

Vale lembrar que esses metais da família I-B (ouro, cobre e prata) são pouco reativos e os da família II-B são bem menos reativos que os correspondentes da família II-A.

Tabela 5: Cátions mais comuns dos elementos das famílias I-B e II-B

	Elemento	Mais comum	Menos comum
I-B	<i>Cu</i>	Cu^{2+}	Cu^+
	<i>Ag</i>	Ag^+	Ag^{2+}

	<i>Au</i>	<i>Au⁺</i>	<i>Au³⁺</i>
II-B	<i>Zn</i>	<i>Zn²⁺</i>	
	<i>Cd</i>	<i>Cd²⁺</i>	
	<i>Hg</i>	<i>Hg²⁺</i>	<i>Hg₂²⁺</i>

Por fim, o bloco f que compreende os *metais de transição interna* inclui os elementos de comportamento químico mais difícil de compreender. Todos eles estão inclusos na família III-B, porque tem propriedades muito parecidas, uma vez que diferem uns dos outros apenas por elétrons do subnível f – que estão dois níveis abaixo da camada externa.



TOME NOTA!

A nomenclatura moderna da IUPAC recomenda que as famílias sejam contadas de 1 a 18 na sequência da esquerda para a direita.

Nesse caso, o número de elétrons de valência será igual ao algarismo das unidades da família a que é associado.

Por exemplo, o flúor (família 17) possui sete elétrons de valência. O sódio (família 1) possui apenas um elétron de valência.

As exceções são apenas as famílias 11 e 12 (antigas I-B e II-B), cujas configurações eletrônicas são terminadas com 11 e 12 elétrons de valência, mas, que, de fato, raramente utilizam mais de 1 ou 2 elétrons, respectivamente.

Além disso, a correspondência entre o sistema antigo e o novo pode ser feita facilmente. Os elementos representativos abrangem as famílias 1, 2 e após a 13. Além disso, lembre-se do algarismo das unidades que marca o número de elétrons de valência.

Sendo assim, a família 1 é correspondente a I-A. A família 14 é correspondente a IV-A (mesmo algarismo das unidades). A família 6 é correspondente à família VI-B – já que 6 está fora dos números associados aos elementos representativos.

A seguir, temos as configurações eletrônicas das diferentes famílias. Vale lembrar que, nos metais de transição, existem muitas configurações irregulares.

Mas, buscamos reunir

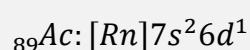
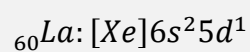
I-A ns^1 Alcalinos

II-A	ns^2	Alcalino-terrosos
III-A	ns^2np^1	Família do Boro
IV-A	ns^2np^2	Família do Carbono
V-A	ns^2np^3	Família do Nitrogênio
VI-A	ns^2np^4	Calcogênios
VII-A	ns^2np^5	Halogênios
VIII-A	ns^2np^6	Gases nobres

III-B	$ns^2(n-1)d^1$	Inclui os metais de transição interna
IV-B	$ns^2(n-1)d^2$	
V-B	$ns^2(n-1)d^3$	
VI-B	$ns^2(n-1)d^4$	
VII-B	$ns^2(n-1)d^5$	
VIII-B	$ns^2(n-1)d^6$	
	$ns^2(n-1)d^7$	
	$ns^2(n-1)d^8$	
I-B	$ns^1(n-1)d^{10}$	
II-B	$ns^2(n-1)d^{10}$	

Os metais de transição interna todos pertencem à família III-B ou 3. São divididos em duas séries: a série dos lantanídeos, que abrange os elementos do 6º período, e a série dos actinídeos, que abrange os elementos do 7º período.

É interessante observar que as configurações eletrônicas do lantânio e do actínio são irregulares e não terminam em orbitais **f**.



Porém, como eles possuem 3 elétrons na camada de valência terminada em **d** ou **f**. Por isso, eles pertencem necessariamente à família III-B.

Por estarem localizados na família III-B além do 6° período, eles são sim classificados como **terras raras ou metais de transição interna**.



Atualmente, não se conhecem elementos que precisem de orbitais **g** para sua distribuição no estado fundamental. Porém, já se busca produzir o elemento de número atômico 121, que seria o primeiro a apresentar elétrons no orbital **5g**.

Caso os cientistas tenham sucesso em sintetizá-lo, esse elemento inaugurará a série dos superactinídeos.

2.3. Dicas para Decorar os Elementos Representativos

Em muitas situações, é extremamente você reconhecer qual a família de um elemento químico, principalmente em relação aos representativos.

1A – Hoje **Li Na Karas** que **Roberto Carlos** está na **França**.

2A – **Bela Margarida Casou** com o **Sr Barão** do **Rádio**

3A – **Boa Alimentação Garante** **Inteligência Total**

4A – **Comi Siri Gelado Sendo** **Proibido**

5A – **Na Padaria Assei** **Saborosos Biscoitos**

6A – **OS SeTe** **Porquinhos**

7A – **Ficou Claro** que a **Brahma** **Imitou** a **Antártica**

8A – **Helio** **Negou** **Arroz** a **Kristina** e **Xerém** a **Renata**.

Não se preocupe, porque você não precisa enfiar tudo isso agora na sua cabeça. Aqui, utilizaremos a palavra **decorar** no seu sentido original.

“Decorar” vem do latim “de core”, que significa “de coração”. No mesmo sentido, em inglês, “decorar” se traduz como “know by heart”, ou seja, “saber de coração”.



Você vai decorar os elementos representativos, porque você vai vê-los tanto ao longo do nosso estudo de Química que você vai aprendê-los de coração.

2.4. Metais, Semimetais, Ametais e Gases Nobres

Os elementos podem ser genericamente classificados em quatro categorias:

- Metais;
- Semi-metais, que, por vezes, são incluído no conjunto dos ametais;
- Ametais ou não-metais;
- Gases Nobres: família VIII-A ou 18.

2.4.1. Metais

Os metais são a maioria dos elementos da Tabela Periódica. Apresentam as seguintes propriedades gerais.

- **Boa Condutividade Térmica e Elétrica:** são os melhores condutores de calor e eletricidade que se conhece, com destaque para a prata;
- **Ductibilidade:** podem ser transformados em fios;
- **Maleabilidade:** se deformam quando sofrem impactos mecânicos;
- **Brilho Metálico:** é decorrente de uma grande capacidade de refletir a luz incidente sobre a sua superfície;
- **Formam Cátions:** quando reagem com ametais, formam compostos iônicos em que aparecem como cátions.
- **Estado Sólido:** com exceção do mercúrio e do frâncio, que é radioativo, todos os metais são sólidos à temperatura ambiente.

Essas propriedades podem ser explicadas pela Ligação Metálica, que será estudada mais adiante. Por hora, é importante você saber quais elementos são metais e quais não são.

Como os metais são a grande maioria, recomendo você aprender quais elementos não são metais.

2.4.2. Ametais

Os ametais, também denominados não-metais, por sua vez, formam uma escada na Tabela Periódica, sendo limitados por C, P e Se (carbono, fósforo e selênio) e incluindo todos os halogênios (família VII-A ou 17). Verifique na Tabela.



Na Figura 12, os elementos em laranja e em vermelho são os não-metais.

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

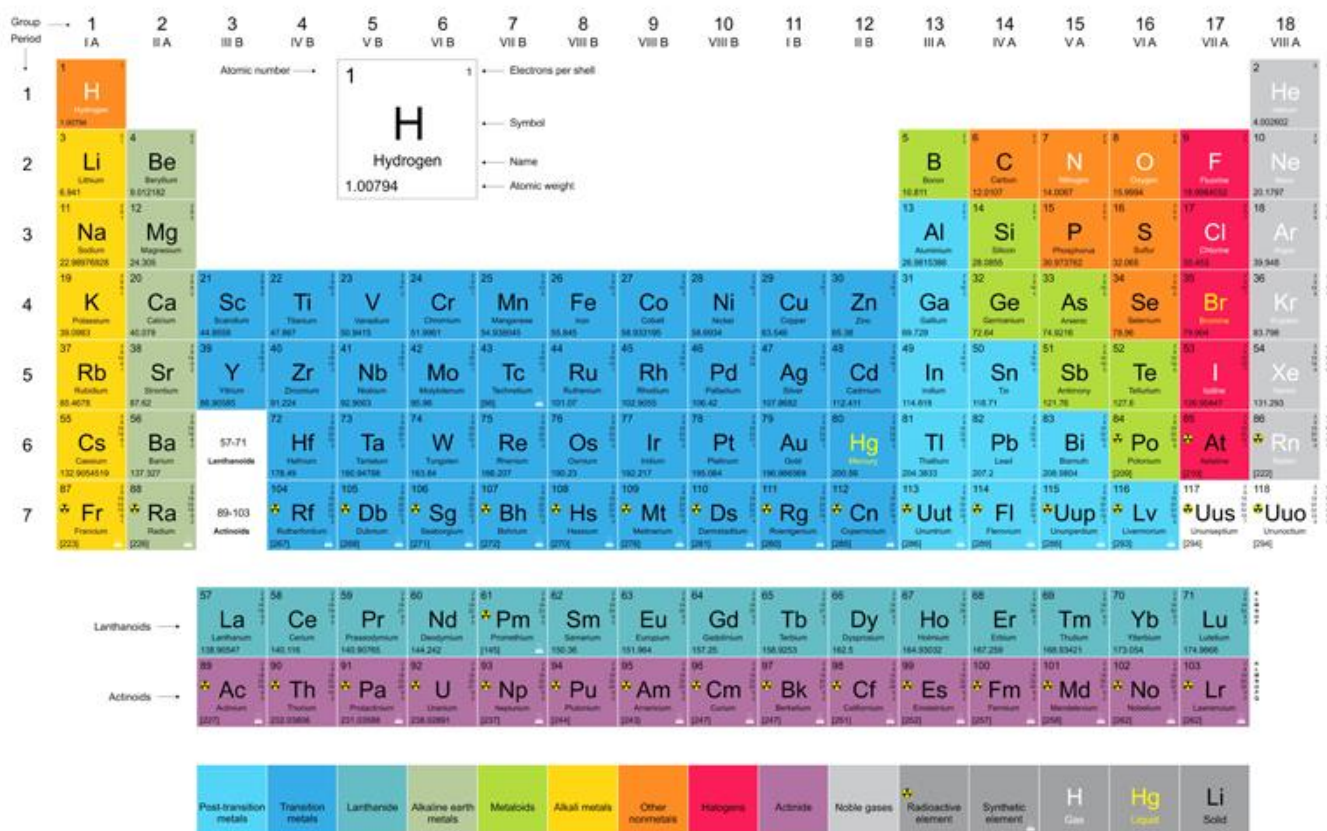


Figura 12: Tabela Periódica Enfocando o Caráter Metálico

O hidrogênio é um caso a parte na Tabela Periódica. Apesar de sua configuração eletrônica ser $1s^1$, o que configura a camada de valência de um metal alcalino, ele também apresenta propriedades de halogênio, pois forma o ânion H^- (hidreto).

Por conta disso, muitas vezes, ele é classificado à parte na Tabela Periódica. De qualquer modo, é consenso que **o hidrogênio é não-metal**.

Os não-metais não compartilham das propriedades dos metais. Não apresentam brilho, são, em regra, maus condutores térmicos e elétricos.

Quando formam compostos iônicos, normalmente formam ânions. Porém, somente os ametais com maior afinidade eletrônica – veremos esse conceito mais adiante – formam ânions simples, como exemplo, podemos apresentar F^- (fluoreto), Cl^- (cloreto), Br^- (brometo), I^- (iodeto), O^{2-} (óxido) e S^{2-} (sulfeto).

Os demais somente formam ânions acompanhados por algum elemento com elevada afinidade eletrônica, geralmente, o oxigênio, por exemplo, PO_4^{3-} (fosfato) e SeO_4^{2-} (seleniato).

2.4.3. Semimetais

Os semi-metais também formam uma escada, que inclui apenas 7 elementos pouco abordados em questões de prova.

A maioria dos seus compostos são covalentes, portanto, **raramente formam compostos iônicos.**

Nos poucos compostos iônicos envolvendo semimetais, eles estão sempre acompanhados por algum elemento com maior afinidade eletrônica, em geral, o oxigênio. O ânion mais conhecido é o silicato (SiO_4^{2-}). Outros ânions de semimetais são: arseniato (AsO_3^-) e o hexafluoroantimoniato (SbF_6^-).

É interessante observar os casos das famílias IV-A e V-A, pois essas famílias possuem elementos que pertencem a três categorias diferentes: metal, semimetal e ametal.

Em decorrência desse fato, as propriedades químicas do carbono (não-metal) são diferentes das propriedades químicas do chumbo (metal). Apesar disso, eles são classificados na mesma família, porque apresentam configuração semelhante na sua camada de valência, ou seja, ambos terminam em **ns^2np^2** .

2.4.4. Gases Nobres

Os gases nobres são os elementos da família VIII-A. São os únicos elementos da Tabela Periódica que são encontrados na forma de átomos isolados ou moléculas monoatômicas.

Todos eles são gases com baixíssimo ponto de ebulição. O hélio, por exemplo, é a substância da natureza com menor ponto de ebulição (-269°C), o que é muito próximo do zero absoluto (-273°C). Consegue imaginar o quão fria é a temperatura necessária para liquefazer esse elemento.

Os gases nobres são pouco reativos e raramente formam compostos, tanto iônicos como moleculares. Comentaremos mais sobre essa característica na Seção sobre a Estabilidade dos Gases Nobres.



Para fins de frisar sobre onde se encontram os metais, semimetais, não-metais e gases nobres, vamos desenhar o esqueleto da Tabela Periódica com as escadas que representam cada uma dessas classes.

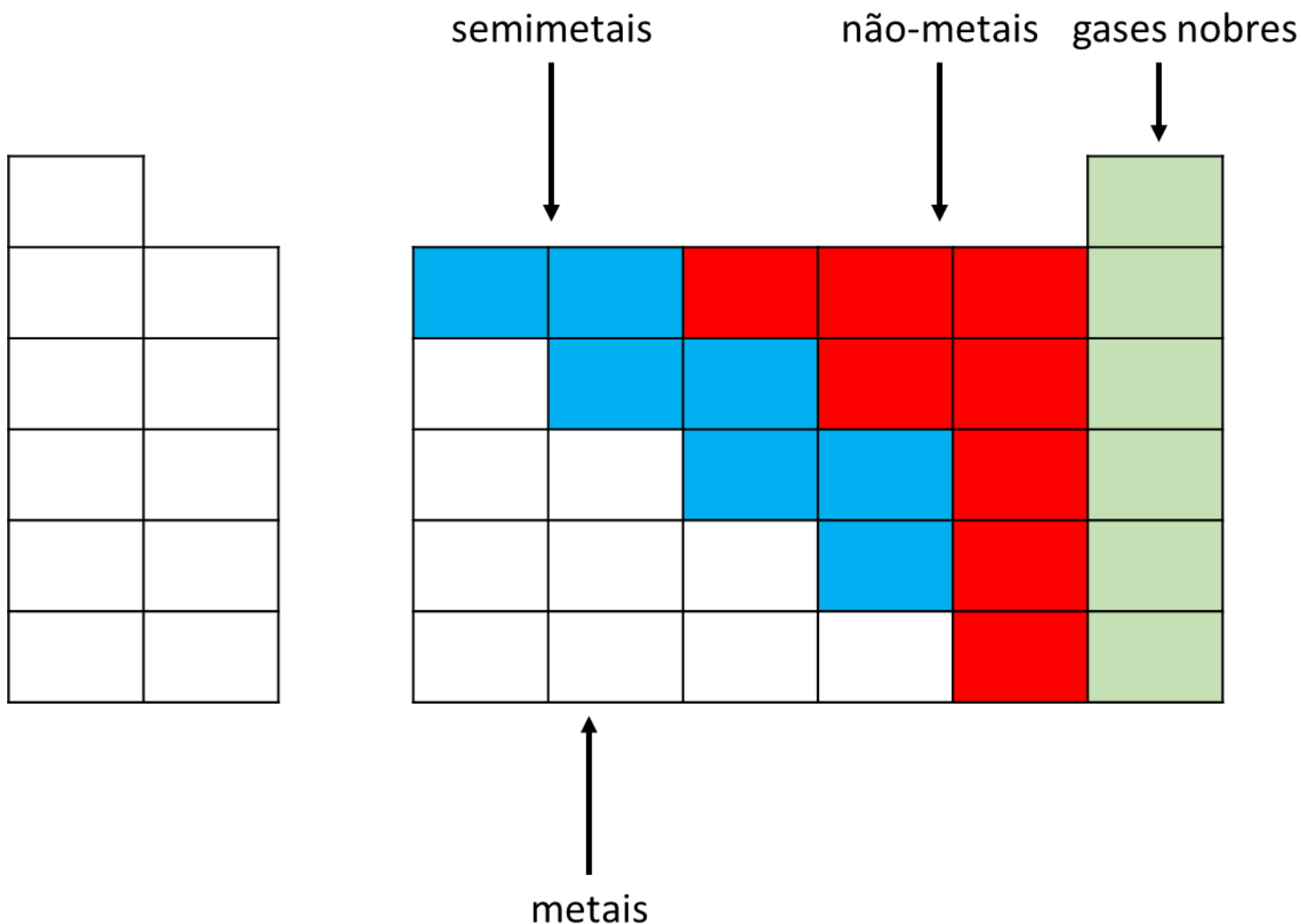


Figura 13: Localização dos Metais, Semimetais, Não-Metais e Gases Nobres

2.5. Estados Físicos

A imensa maioria dos elementos da Tabela Periódica são sólidos. Por isso, é útil você decorar apenas os que não são.

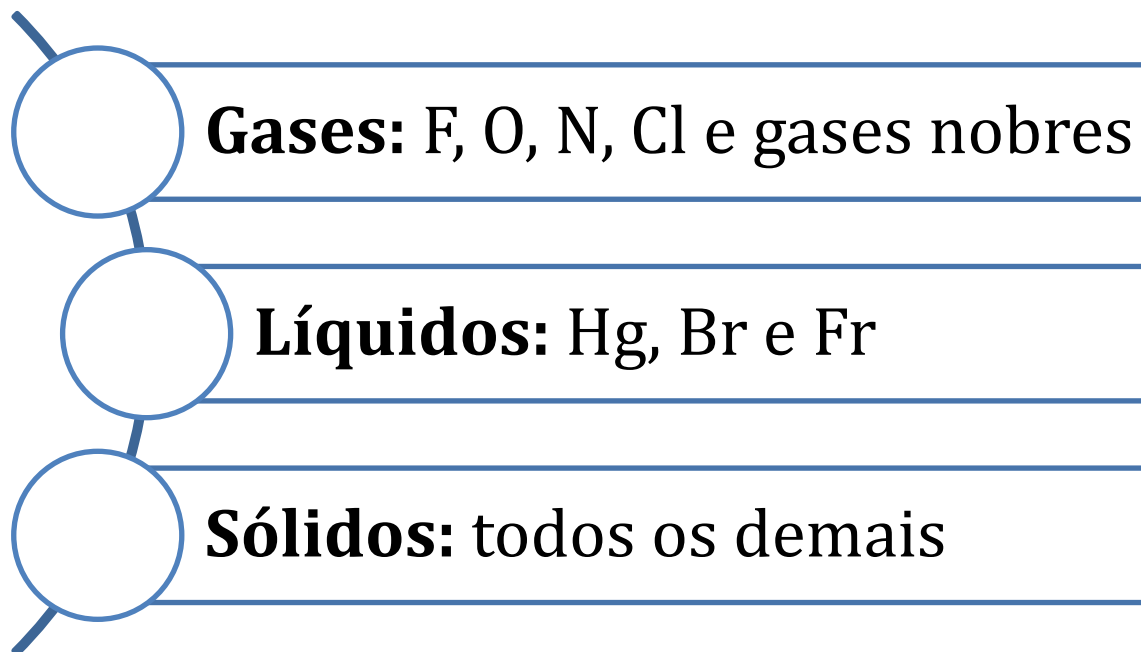


Figura 14: Estados Físicos dos Elementos da Tabela Periódica

Vai ser relativamente fácil você se lembrar da sequência F, O, N, Cl, porque ela também vai aparecer na **Fila de Eletronegatividade**, que veremos ainda nesse capítulo.



1. (TFC – 2019 – Inédita)

Assinale a alternativa que apresenta o número atômico de um elemento frequentemente encontrado na natureza na forma de gás monoatômico:

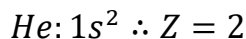
- a) 50
- b) 51
- c) 52
- d) 53
- e) 54

Comentários

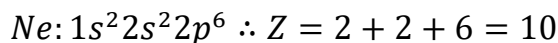
Os gases nobres são encontrados na natureza na forma de gases monoatômicos. Esses elementos pertencem à família 18 ou VIII-A, logo apresentam 8 elétrons na sua camada de valência. Portanto, a sua configuração eletrônica deve terminar em **ns^2np^6** .



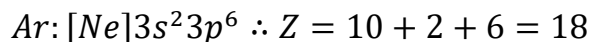
O primeiro gás nobre é o hélio, cujo número atômico é igual a 2.



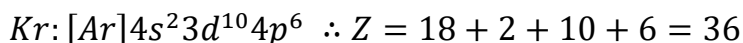
O segundo gás nobre é o neônio, que pertence ao segundo período.



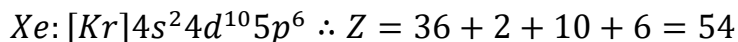
A configuração eletrônica do terceiro gás nobre já pode ser construído com base no neônio.



Depois do argônio, temos que o gás nobre do quarto período é o criptônio.

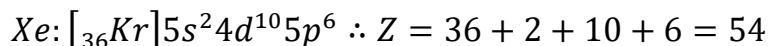


A partir do criptônio, podemos construir a configuração eletrônica do gás nobre do quinto período.



Sendo assim, o gás nobre do quinto período possui 54 elétrons.

A resolução dessa questão poderia ter sido facilitada se o aluno conhecesse algum dos gases nobres anteriores. Por exemplo:



Aliás, eu recomendo bastante que você saiba decorados os números atômicos dos gases nobres, pois facilita bastante a escrita das configurações eletrônicas dos demais elementos.

Gabarito: E

2. (TFC – 2019 – Inédita)

Considere as seguintes afirmativas sobre a Tabela Periódica:

I – É impossível que um metal e um não-metal pertençam a mesma família, em virtude de apresentarem propriedades químicas radicalmente diferentes.

II – Dois elementos pertencem à mesma família quando suas configurações eletrônicas na camada de valência são semelhantes, independentemente de possuírem propriedades semelhantes.

III – Os metais são bons condutores de calor e eletricidade. Além disso, são maleáveis e podem ser transformados em fios.

Das afirmações, está(ão) CORRETAS:

a) Apenas I.



- b) Apenas I e II.
- c) Apenas II.
- d) Apenas II e III.
- e) Apenas III.

Comentários

Vamos analisar individualmente cada uma das afirmativas.

I – A família é definida pela configuração eletrônica da camada de valência. Por exemplo, o carbono (não-metal) e o chumbo (metal) pertencem à mesma família IV-A, porque possuem a mesma configuração eletrônica na camada de valência. Item errado.

II – Isso é algo que o aluno precisa frisar. A família é definida pela configuração eletrônica da camada de valência. Item correto.

III – É isso mesmo! O item resumiu bem tudo o que precisamos saber a respeito dos metais.

Gabarito: E

3. (TFC – 2019 – Inédita)

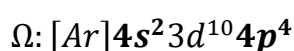
Assinale a alternativa CORRETA a respeito das propriedades dos elementos:

- a) O elemento de configuração eletrônica Ω : $[\text{Ar}]4s^23d^94p^5$ é um halogênio.
- b) O elemento de configuração eletrônica Ω : $[\text{Xe}]6s^24f^2$ é um bom condutor de calor.
- c) O elemento de configuração eletrônica Ω : $[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^6$ forma ânions nos seus compostos iônicos.
- d) O elemento de configuração eletrônica Ω : $[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$ pertence à família dos metais alcalinos.
- e) O elemento de configuração eletrônica Ω : $1s^22s^2$ normalmente se apresenta na forma de átomos isolados.

Comentários

Vamos analisar individualmente cada uma das afirmativas.

- a) É importante observar que a configuração em apreço corresponde a um elemento representativo no estado excitado.



No estado fundamental, o átomo em questão apresenta apenas 6 elétrons na camada de valência, portanto, se trata de um membro da família VI-A. Como é do quarto período, o átomo é o Selênio (Se). Portanto, a letra A está errada.

- b) Como sua configuração eletrônica termina no subnível **4f**, o elemento é um metal de transição. Como todo metal, é um bom condutor de calor. Afirmativa correta.
- c) O elemento é um gás nobre, portanto, não forma cátions nem ânions normalmente. Afirmativa errada.
- d) O metal alcalino do quarto período tem a configuração eletrônica $[\text{Ar}]4s^1$. Ao incluir os elétrons do subnível **3d**, temos um metal de transição da família I-B, mais especificamente, o cobre (Cu). Afirmativa errada.
- e) Como a camada de valência tem apenas 2 elétrons, o elemento citado é um metal alcalino-terroso (família II-A). Portanto, é um metal, não um gás nobre. Somente os gases nobres se apresentam como átomos isolados normalmente. Item errado.

Gabarito: B

4. (TFC – 2019 – Inédita)

Numa sala de aula com ar condicionado, a parte metálica de uma cadeira é, ao toque da mão, mais fria que a parte de plástico. Isso se deve ao fato de que o metal está a uma temperatura inferior, porque é um melhor condutor de calor? Justifique a sua resposta.

Comentários

Vale lembrar que o calor é a energia térmica em movimento, não estando diretamente relacionado com a temperatura de um corpo.

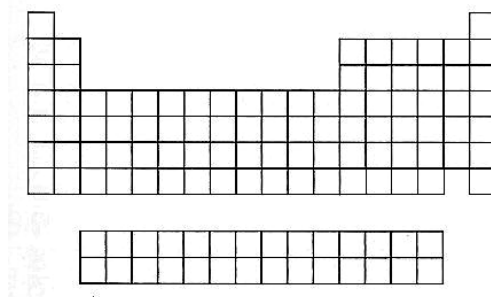
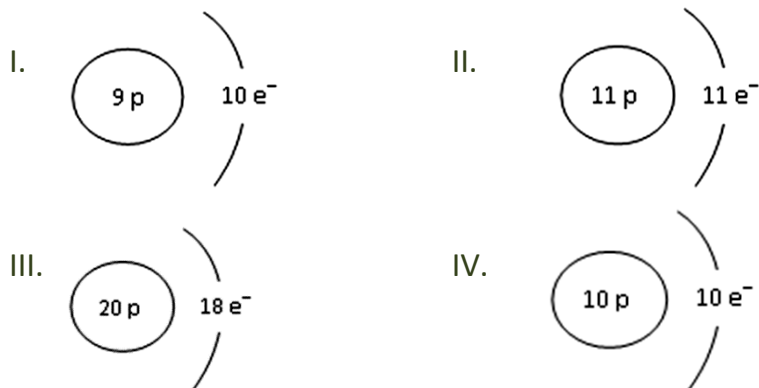
Devido ao princípio do Equilíbrio Térmico, o metal está na mesma temperatura do restante da sala. Porém, como o metal é um melhor condutor de calor, ele rouba mais calor da sua mão, produzindo uma sensação de frio.

Gabarito: Errado

5. (IME – 2011)

Considere as espécies de (I) a (IV) e o arcabouço da Tabela Periódica representados a seguir. Assinale a alternativa correta.





- A espécie (II) é um gás nobre.
- A camada de valência da espécie (I) pode ser representada por: $ns^2 np^5$.
- A camada de valência da espécie (III) pode ser representada por: $ns^2 np^6$.
- A espécie (IV) é um metal eletricamente neutro.
- As espécies (I) e (III) são cátions.

Comentários

É natural que o aluno estranhe uma questão com um nível de dificuldade diferente do que estamos acostumados no vestibular do IME. Porém, isso pode acontecer. É importante não se enrolar em questões fáceis. Aproveite para resolver rápido e passar para a próxima. Economize seu precioso tempo na hora da prova.

- O neônio é o gás nobre do segundo período, com $Z = 10$. Portanto, o elemento (II) possui a configuração eletrônica $[\text{Ne}]3s^1$, logo é um metal alcalino. Afirmativa errada.
- A espécie (I) possui dez elétrons, logo deve ter a configuração eletrônica de gás nobre. Afirmativa errada.
- A espécie (III) tem 18 elétrons, portanto, é isoeletrônica do argônio, que também é gás nobre e possui $Z = 18$. Logo, de fato, a sua configuração eletrônica termina em $3s^2 3p^6$. Afirmativa correta.
- A espécie (IV) possui 10 elétrons, logo, é um gás nobre, mais especificamente, o neônio. Afirmativa errada.



- e) A espécie (I) é um ânion, porque possui carga total negativa e igual a -1. A espécie (II) é, de fato, um cátion, porque possui carga total positiva e igual a +2. Portanto, a afirmativa está errada.

Gabarito: C

3. Carga Nuclear Efetiva

A carga nuclear efetiva se relaciona com a força de atração que os elétrons da camada externa sentem vinda do núcleo. Esse conceito foi primeiramente estudado por Moseley.

Em um átomo polieletrônico, cada elétron é atraído pelo núcleo, porém, é repelido pelos demais elétrons.

A repulsão dos elétrons mais internos diminui a intensidade de atração entre o núcleo e o elétron mais externo. Esse efeito é denominado **blindagem**.

Portanto, a carga nuclear efetiva (Z_{ef}) sentida pelo **elétron mais externo** é o saldo entre a carga atrativa do núcleo e as cargas repulsivas dos demais elétrons. Essa grandeza é definida como:

$$Z_{ef} = Z - S$$

Na expressão acima, Z é o número atômico e S é o **fator de blindagem** dos elétrons das camadas internas. Existem várias formas de determinar esse fator de blindagem. Nesse curso, estudaremos duas delas: uma forma simples e a Regra de Slater.

É extremamente importante saber a Carga Nuclear Efetiva, tendo em vista que a atração entre o núcleo e o elétron mais externo é bastante importante para determinar se aquele elemento tende a doar ou receber elétrons em ligações químicas.

Trata-se, portanto, de um assunto que é base das Propriedades Periódicas que serão a base para o estudo das Ligações Químicas, que é um dos assuntos mais importantes da Química.

Sendo assim, por mais que pareça demasiado abstrato o que será tratado nas próximas seções, estude e aprenda, pois valerá muito a pena para os próximos capítulos desse curso.



4.1. Regra Simples

Para calcular a carga nuclear efetiva, existe uma regra simples, bastante intuitiva e que serve a muitos propósitos, como o entendimento do comportamento de muitas propriedades periódicas é a seguinte:

O fator de blindagem é igual ao número de elétrons presentes nas camadas internas.

Com base nessa regra, vamos calcular a carga nuclear efetiva em diversos elementos.

Tabela 6: Cargas Nucleares Efetivas de Diversos Elementos

Elemento	Z	Configuração Eletrônica	S	Z_{ef}
Sódio	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	10	1
Fósforo	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	10	5
Arsênio	33	$[Ar] 4s^2 4p^3$	28	5
Titânio	22	$[Ar] 4s^2 3d^2$	20	2
Ferro	26	$[Ar] 4s^2 3d^6$	24	2
Zinco	28	$[Ar] 4s^2 3d^8$	26	2
Mercúrio	80	$[Xe] 4s^2 3d^{10}$	78	2

Agora, vamos anotar.



TOME NOTA!

A Regra Simples nos traz duas conclusões que, por si só, são muito importantes para concluir bastante sobre diversas propriedades periódicas.

- Nos elementos de transição, a carga nuclear efetiva é constante e igual a 2;
- Nos elementos representativos, a carga nuclear efetiva só depende da família, sendo igual ao número de elétrons de valência do elemento.

Consegue sentir cheiro de descobertas futuras?

Ora, se a carga nuclear efetiva nos metais de transição é constante, é de se esperar que muitas de suas propriedades físicas e químicas sejam bastante semelhantes, não acha?

E, se a carga nuclear efetiva nos elementos de uma mesma família é também constante, não é de se esperar que suas propriedades físicas e químicas também não sejam muito semelhantes?

4.2. Regra de Slater

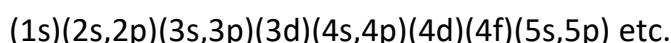
A Regra de Slater é bastante complexa e, embora não costume aparecer em provas, é interessante de ser mostrada, pois é capaz de explicar algumas irregularidades nas configurações eletrônicas da tabela periódica.

Os coeficientes utilizados por Slater são bastante complicados e eu não considero razoável que você os tenha que saber. A meu ver, o mais importante é saber as conclusões originadas a partir da aplicação dessa Regra.



Para aplicar essa regra, basta seguir os quatro passos ensinados pela excepcional autora Catherine Housecroft em [4]:

I. Colocar a configuração eletrônica da seguinte maneira:



II. Os elétrons colocados à direita do elétron onde a blindagem está sendo calculada não são contabilizados.

Esse procedimento é importante, porque a Regra de Slater também calcula a carga nuclear efetiva sobre qualquer elétron, não apenas sobre os da camada externa.

III. Se o elétron de interesse for de um orbital **s** ou **p**:

- Cada um dos outros elétrons do mesmo nível de energia contribui com um fator 0,35.
- Se for do orbital 1s, esse fator será 0,30.
- Cada elétron de um nível (n-1) contribui com um fator de 0,85;
- Cada elétron de um nível (n-2) ou menor contribui com um fator de 1,00.

IV. Se o elétron de interesse for de um orbital **d** ou **f**:

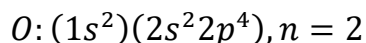
- Cada um dos outros elétrons do mesmo subnível contribui com 0,35.



b. Cada elétron de um subnível menos energético contribui com 1,00.

Então, calculemos a carga nuclear efetiva sobre os elétrons de valência do oxigênio (subnível 2p):

Primeiro faremos a organização proposta pela regra I:



Então, o fator de blindagem será:

$$S = (2 \cdot 0,85) + (5 \cdot 0,35) = 3,45$$

$$Z_{ef} = Z - S = 8 - 3,45 = 4,55$$

Portanto, os elétrons de valência do oxigênio sentem uma carga nuclear de apenas 4,55.

A Regra de Slater também é bastante útil para demonstrar diversas configurações eletrônicas. Para isso, devemos aplicar o princípio geral de que, quanto maior a carga efetiva sobre o elétron mais externo, mais estável deve ser a configuração.

Isso acontece porque o elétron é carga negativa, portanto, se atrai pelo núcleo. Portanto, ele tenderá a ficar na configuração em que sente maior carga nuclear efetiva.

A seguir, apresentaremos alguns exercícios. As questões seguintes têm por objetivo maior reforçar o seu entendimento e dar uma breve explicação sobre algumas configurações eletrônicas do que exatamente fazer você treinar a Regra de Slater, já que a probabilidade de ela ser cobrada diretamente é muito pequena.

Eu acredito que, se a Regra de Slater viera a ser cobrada, você não precisará decorar os valores apresentados nesse material. Basta você ter a noção de que a blindagem dos elétrons mais internos é mais forte do que a blindagem dos elétrons do mesmo nível.



6. (TFC – 2019 – Inédita)



Prove que a configuração eletrônica do potássio ($Z = 19$) no estado fundamental é $[\text{Ar}]4s^1$, e não $[\text{Ar}]3d^1$.

Comentários

Para resolver esse problema, consideraremos o cálculo da carga nuclear efetiva sobre os elétrons da camada externa do potássio ($Z = 19$) em suas duas configurações fornecidas pelo enunciado.



Na configuração $K: (1s^2)(2s^22p^6)(3s^23p^6)(4s^1)$, precisamos levar em conta a seguinte contagem dos elétrons nos diferentes níveis, já que o elétron

- **Mesmo Nível:** Não há nenhum elétron no mesmo nível (4s) do elétron mais externo;
- **Nível n-1:** Há 8 elétrons no nível inferior (nível 3) ao elétron mais externo;
- **Demais Níveis:** Há 10 elétrons nos demais níveis (1 e 2);

$$S = (0.0,35) + (8.0,85) + (10.1,00) = 16,8$$

$$Z_{ef} = Z - S = 19 - 16,8 = 2,2$$

Na configuração $K^*: (1s^2)(2s^22p^6)(3s^23p^6)(3d^1)$, como o elétron mais externo é do subnível **3d**, levamos em conta o seguinte:

- **Mesmo Subnível:** Não há nenhum elétron no mesmo subnível do elétron mais externo;
- **Subnível Inferior:** todos os 18 elétrons estão em um subnível inferior ao 3d.

$$S = (0.0,35) + (18.1,00) = 18$$

$$Z_{ef} = Z - S = 19 - 18 = 1$$

Portanto, o elétron de valência na configuração K sente uma carga nuclear efetiva bem maior que o elétron de valência na configuração K^* . Dessa maneira, ele está mais fortemente ligado ao núcleo, por isso, a configuração $K: [\text{Ar}]4s^1$ corresponde ao estado fundamental do elemento.

Gabarito: demonstração

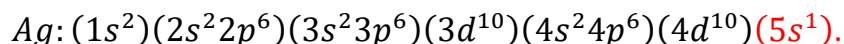
7. (TFC – 2019 – Inédita)

Calcule a carga nuclear efetiva sobre o elétron mais externo da prata, considerando que a sua configuração eletrônica no estado fundamental é $\text{Ag}: [\text{Kr}]5s^14d^{10}$.



Comentários

Vamos escrever a configuração eletrônica da prata na forma exigida pela Regra de Slater.



Como o elétron mais externo está no subnível **5s**, notamos que a distribuição

- **Mesmo Nível:** Não há nenhum elétron no mesmo nível (5s) do elétron mais externo;
- **Nível n-1:** Há 18 elétrons no nível inferior (nível 4) ao elétron mais externo;
- **Demais Níveis:** Há 28 elétrons nos demais níveis (1 a 3);

$$S = (0.0,35) + (18.0,85) + (28.1,00) = 43,3$$

$$\therefore Z_{ef} = Z - S = 47 - 43,3 = 3,7$$

Gabarito: 3,7

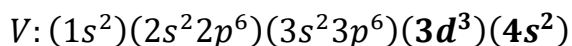
8. (TFC – 2019 – Inédita)

Considerando que a configuração eletrônica no estado fundamental do átomo de vanádio ($Z = 23$) é $V: [Ar]4s^23d^3$, determine:

- As cargas nucleares efetivas sobre os elétrons dos subníveis 3d e 4s.
- Explique por que a configuração de valência do estado fundamental do cátion V^+ provavelmente é $3d^34s^1$ em vez de $3d^24s^2$.

Comentários

Vamos escrever a configuração eletrônica do vanádio na forma exigida pela Regra de Slater.



Para o elétron no subnível 4s, devemos anotar os elétrons em níveis inferiores:

- **Mesmo Nível:** Há um elétron no mesmo nível (4s) do elétron mais externo;
- **Nível n-1:** Há 11 elétrons no nível inferior (nível 3) ao elétron mais externo;
- **Demais Níveis:** Há 10 elétrons nos demais níveis (1 a 2);

$$S = (1.0,35) + (11.0,85) + (10.1,00) = 19,7$$

$$\therefore Z_{ef} = Z - S = 23 - 19,7 = 3,3$$

Do ponto de vista do elétron do subnível 3d, devemos observar:



- **Mesmo Subnível:** Há outros 2 elétrons no mesmo subnível (nível 3d);
- **Subníveis mais internos:** Há 18 elétrons nos demais níveis inferiores (1 a 3s);

$$S = (2.0,35) + (18.1,00) = 18,7$$

$$\therefore Z_{ef} = Z - S = 23 - 18,7 = 4,3$$

Embora o subnível 3d seja mais energético que o subnível 4s, os elétrons do subnível 3d sentem uma carga nuclear efetiva mais intensa. Dessa maneira, é mais fácil arrancar os elétrons do subnível 4s, que sentem uma carga nuclear efetiva menor.

Gabarito: 3,3; 4,3

4.3. Periodicidade da Carga Nuclear Efetiva

A seguir, temos os valores calculados, de acordo com a Regra de Slater para as cargas nucleares efetivas dos elementos representativos.

O hidrogênio é o único elemento que apresenta carga nuclear efetiva igual à própria carga nuclear, porque é o único elemento com apenas um elétron, portanto não existe nenhuma blindagem.

H 1,00									He 1,65
Li 1,30	Be 1,95		B 2,60	C 3,25	N 3,90	O 4,55	F 5,20		Ne 5,85
Na 2,20	Mg 2,85		Al 3,50	Si 4,15	P 4,80	S 5,45	Cl 6,10		Ar 6,75
K 2,20	Ca 2,85		Ga 5,00	Ge 5,65	As 6,30	Se 6,95	Br 7,60		Kr 8,25
Rb 2,20	Sr 2,85		In 5,00	Sn 5,65	Sb 6,30	Te 6,95	I 7,60		Xe 8,25
Cs 2,20	Ba 2,85		Tl 5,00	Pb 5,65	Bi 6,30	Po 6,95	At 6,60		Rn 8,25

Figura 15: Cargas Nucleares Efetivas dos Elementos Representativos

É importante observar o sentido de crescimento da carga nuclear efetiva. Ela cresce para a direita da tabela periódica, no sentido dos gases nobres, e para baixo.

O sentido de crescimento da carga nuclear efetivo é vital para determinar o sentido de crescimento de praticamente todas as outras propriedades atômicas.

A carga nuclear efetiva é denominada **uma propriedade periódica**, porque o seu comportamento pode ser razoavelmente previsto com a simples observação da posição do elemento na Tabela Periódica.

Por exemplo, considere dois elementos artificiais que ainda vão ser produzidos em laboratório: o tenesso ($Z = 117$ que pertence à família dos halogênios) e o rádio ($Z = 88$ que pertence à família dos metais alcalino-terrosos).

Embora o tenesso (Ts) não possua nenhum isótopo estável conhecido – decompõe-se espontaneamente em milésimos de segundo, tempo insuficiente para calcular suas propriedades, é possível prever se a sua carga efetiva é maior ou menor que a do rádio. Qual sua opinião?

Já pensou?

Ora, o tenesso pertence à família VII-A que fica à direita da Tabela Periódica. Como o tenesso está à direita do rádio e a carga nuclear efetiva cresce para a direita, podemos concluir que o Ts certamente apresentará maior carga nuclear efetiva.

Esse tipo de raciocínio é bastante útil não só em questões, mas também para a previsão de propriedades dos elementos. Quando vamos sintetizar compostos em laboratório, é interessante ter um guia do que podemos esperar a respeito de suas propriedades.

No caso das famílias I-A e II-A, essa propriedade se estabiliza a partir do terceiro período. Nas famílias III-A a IV-A, a partir do quarto período. Por conta disso, veremos que algumas propriedades, como a energia de ionização, variam significativamente do lítio para o sódio, mas variam menos do potássio para o rubídio.

Nos metais de transição, a carga nuclear efetiva **varia pouco** em razão do observado anteriormente. Optamos por não realizar o cálculo pela Regra de Slater, pois há controvérsias em relação à configuração fundamental de vários elementos desse bloco.

4. Propriedades Periódicas

São as aquelas que **estão relacionadas ao átomo isolado**. Portanto, não dependem da substância em que ele está localizado.

De maneira geral, elas são medidas com o átomo isolado no estado gasoso, pois, nessa situação, liberta-se a espécie química de forças intermoleculares e ligações químicas que poderiam influenciar nas medidas.

No nosso curso digital, estudaremos:

- Raio Atômico;
- Energia de Ionização;

É importante registrar que todas essas propriedades são diretamente influenciadas pela **Carga Nuclear Efetiva**.

4.1. Raio Atômico

À luz da Teoria do Orbital Atômico, os átomos não têm limites, pois existe uma probabilidade, mesmo que muito pequena, de encontrar elétrons a distâncias muito grandes do núcleo. A probabilidade de encontrar o elétron só é nula no infinito.

No entanto, afirmar que o raio atômico de todos os átomos seria infinito não acrescentaria nenhum conhecimento químico significativo.

Por esse motivo, os químicos precisavam encontrar outras formas de definir essa grandeza.

- No caso de metais, o raio atômico (ou raio metálico) é dado pela metade da distância entre núcleos vizinhos numa amostra sólida;
- No caso de não-metais ou semimetais, o raio atômico (ou raio covalente) é definido como a metade da distância de uma ligação simples.
- No caso dos gases nobres, o raio atômico é definido como a metade da distância mínima entre dois átomos em uma amostra.

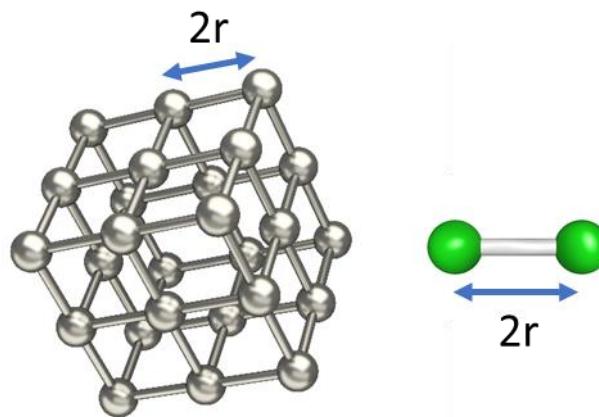


Figura 16: Raio Atômico: Metálico e Covalente (fontes: [8] e [9])

Para fins de determinação do raio atômico, uma ligação covalente ou metálica é interpretada como ilustrado na Figura 17.

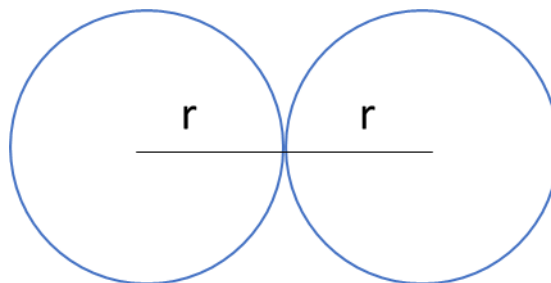


Figura 17: Interpretação das Ligações para a Determinação do Raio Atômico

Os dois principais fatores que influenciam no raio atômico são:

- **O período em que está o elemento**, pois quanto mais camadas eletrônicas ele tiver, maior tenderá a ser o seu raio atômico. Sendo assim, o raio atômico **crece para baixo** na Tabela Periódica.
- Quanto maior a **carga nuclear efetiva** sobre o elétron mais externo, mais intensa será a atração que o núcleo exerce sobre ele. Portanto, mais próximo do núcleo, ele tenderá a permanecer. Logo, quanto maior a carga nuclear efetiva, menor será o raio atômico. Como ela cresce para a direita, **o raio atômico cresce para a esquerda**.

Sendo assim, o raio atômico cresce para a direita da tabela periódica, no sentido dos gases nobres, e para baixo.

H 30						He 120	
Li 123	Be 89	B 80	C 77	N 74	O 74	F 72	Ne 160
Na 157	Mg 136	Al 125	Si 117	P 110	S 104	Cl 99	Ar 191
K 203	Ca 14	Ga 125	Ge 122	As 121	Se 114	Br 114	Kr 200
Rb 216	Sr 191	In 150	Sn 140	Sb 141	Te 137	I 133	Xe 220
Cs 235	Ba 198	Tl 155	Pb 146	Bi 152	Po 190	At 200	Rn -

Figura 18: Raio Atômico (em pm) dos elementos representativos da Tabela Periódica

Como era de se esperar, numa mesma família, o raio atômico cresce para baixo, no sentido do elemento de maior período.

Além disso, a variação do raio **atômico diminui com o aumento do período**. Vamos examinar o que acontece nos metais alcalinos, por exemplo.

Tabela 7: Raios Metálicos dos Metais Alcalinos

Elemento	Raio atômico (pm)	Varição em Relação ao Elemento Anterior	Carga Nuclear Efetiva (Regra de Slater)
Li	123	-	1,30
Na	157	+27,6%	2,20
K	203	+29,3%	2,20
Rb	216	+6,4%	2,20
Cs	235	+8,8%	2,20

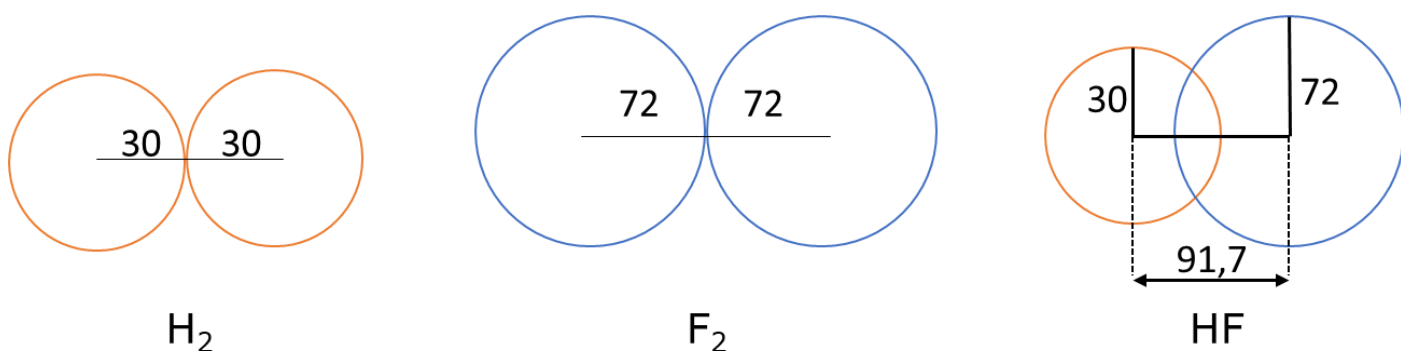
A explicação para essa redução na variação dos raios atômicos decorre do fato que a carga efetiva, calculada pela Regra de Slater, varia pouco a partir do terceiro período.



PEGADINHA

É importante observar que o raio atômico não pode ser usado para estimar comprimentos de ligação entre moléculas diatômicas. Por exemplo, o raio covalente do hidrogênio é 37 pm e o raio covalente do flúor é 71 pm.

No entanto, a distância de ligação no HF (fluoreto de hidrogênio) é de 91,7 pm que não corresponde à soma dos raios covalentes conhecidos (108 pm).



Com o conhecimento de Ligações Químicas, é, inclusive, bastante compreensível por que a molécula de fluoreto de hidrogênio é mais curta que a soma dos raios covalentes do flúor e do hidrogênio.

Isso acontece, porque, como a ligação HF é mais forte que as ligações H_2 e F_2 , os átomos tendem a se aproximar mais.

No caso dos metais de transição, o efeito da pequena variação de carga efetiva é sentido com ainda maior intensidade. Por exemplo, na família IV-B, os raios atômicos pouco variam. Ainda assim, seguem a regra geral sobre o sentido de crescimento dessa propriedade na tabela periódica.

III-B 3	IV-B 4	V-B 5	VI-B 6	VII-B 7	VIII-B 8	VIII-B 9	VIII-B 10	I-B 11	II-B 12
Sc 144	Ti 132	V 122	Cr 117	Mn 117	Fe 117	Co 116	Ni 115	Cu 117	Zn 125
Y 162	Zr 145	Nb 134	Mo 129	Tc -	Ru 124	Rh 125	Pd 128	Ag 134	Cd 141
La 169	Hf 144	Ta 134	W 130	Re 128	Os 126	Ir 126	Xe 220	Au 134	Hg 144

Figura 19: Raios Atômicos dos Elementos de Transição

O zircônio e o háfnio apresentam muitas propriedades parecidas, como pontes de fusão, ebulição e solubilidades de seus compostos.



CURIOSIDADE

O háfnio (Hf) é considerado um dos maiores sucessos de Niels Bohr e foi um dos principais responsáveis por sua projeção internacional.

Em 1922, já se conheciam vários elementos, denominados **terras-raras**, que se situavam entre o 57 (lantânio) e o 71 (lutécio). Porém, o espaço reservado ao elemento de número atômico 72 estava em branco, e não se sabia se aquele elemento seria uma nova terra-rara ou se seria um metal de transição comum.

Niels Bohr elaborou uma previsão teórica de que o elemento 72 não seria uma terra-rara, mas sim que deveria ter propriedades muito parecidas com o zircônio (Zr).

Com o auxílio o físico Dirk Coster e do químico György Hevesy, Bohr conseguiu isolar o elemento 72 de uma amostra de zircônio. Mostrou empiricamente que as propriedades dos dois elementos eram muito parecidas e, portanto, o 72 não seria uma terra-rara, mas sim um metal de transição como o zircônio.

O elemento 72 foi batizado de háfnio em homenagem à cidade de Copenhague, que se chama *hafnia* em latim, onde Bohr desenvolveu seus trabalhos.

Você deve se lembrar que Niels Bohr foi o primeiro a realizar o cálculo experimental do raio da primeira órbita do átomo de hidrogênio, obtendo o valor de 53 pm. O raio atômico do hidrogênio obtido pelo método ilustrado na Figura 17, no entanto, é de 30 pm. Trata-se de um número bastante inferior ao que foi previsto teoricamente por Bohr.

Será que esse resultado é uma refutação ao Modelo Atômico de Bohr? Ou existe algo que podemos inferir a respeito?

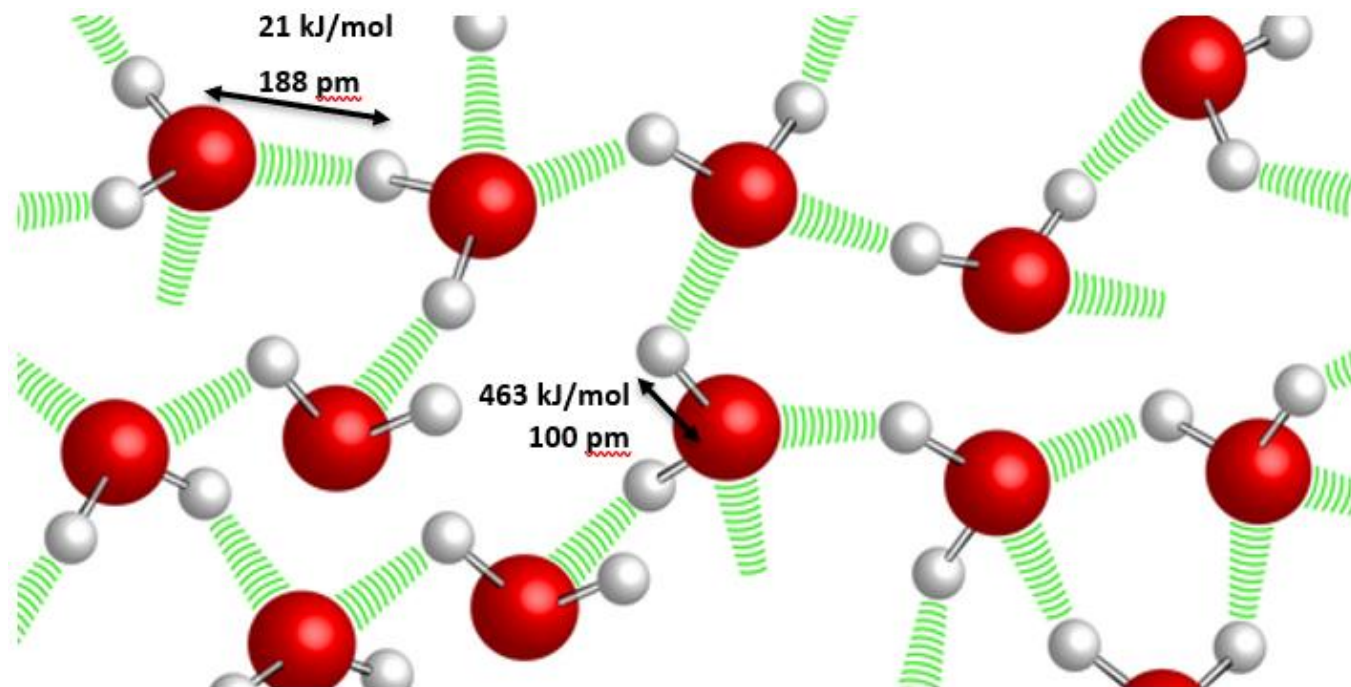


Podemos interpretar essa diferença de resultados como resultante da própria definição moderna do raio atômico. Dois átomos de hidrogênio separados por uma distância grande realmente podem apresentar o raio próximo de 53 pm.

Porém, como eles se atraem para formar uma ligação química, é natural imaginar que as suas eletrosfera vão se comprimir. Em outras palavras, eles vão se aproximar mais, porque o núcleo de um átomo atrai o elétron do outro.

O mesmo efeito podemos observar nos raios atômicos dos gases nobres, que é muito superior ao raio dos halogênios do mesmo período. Isso acontece, porque houve uma mudança grande na forma como é avaliado o raio atômico dos elementos dessa família.

No caso dos gases nobres, o raio atômico é avaliado como metade da distância de uma ligação intermolecular, que é naturalmente muito superior à distância que ocorre normalmente em uma ligação química. Para fins de ilustração desse efeito, vejamos o que acontece com as moléculas de água.



Perceba que a distância de ligação intermolecular nas moléculas de água é 88% maior que a distância de ligação covalente.

É interessante observar o gráfico do Raio Atômico (em pm) em função do número atômico.

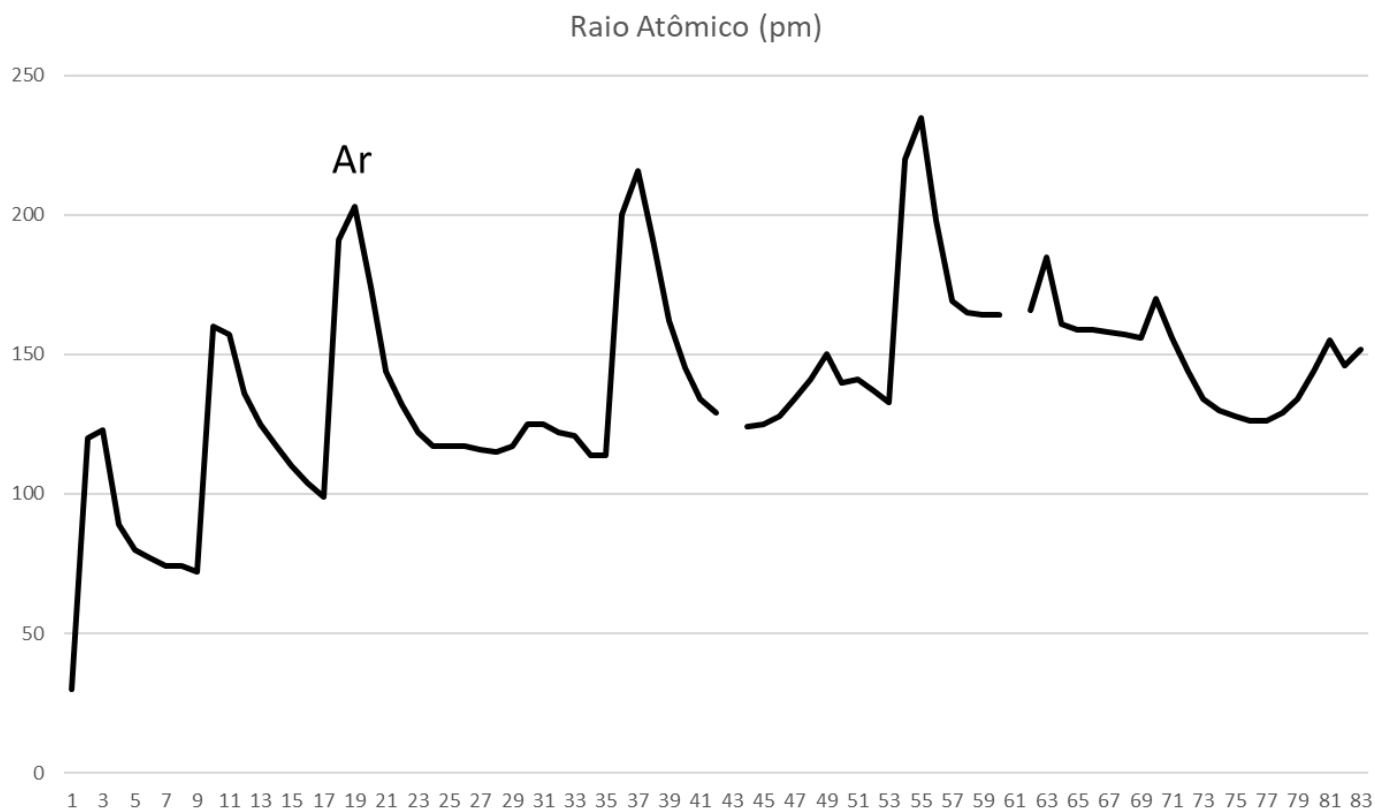


Figura 20: Raio Atômico (em pm) em função do Número Atômico

Nesse gráfico, deixamos dois buracos devido aos elementos tecnécio (Tc) e promécio (Pm), que são artificiais. Portanto, é muito difícil de obter experimentalmente suas propriedades periódicas.

O gráfico mostrado na Figura 20 é o típico das propriedades periódicas. Elas não crescem continuamente com o número atômico.

Em vez disso, podemos observar que o raio atômico:

- cresce persistentemente com o aumento do período;
- decresce da família I-A para VIII-A;
- pouco varia entre os metais de transição.

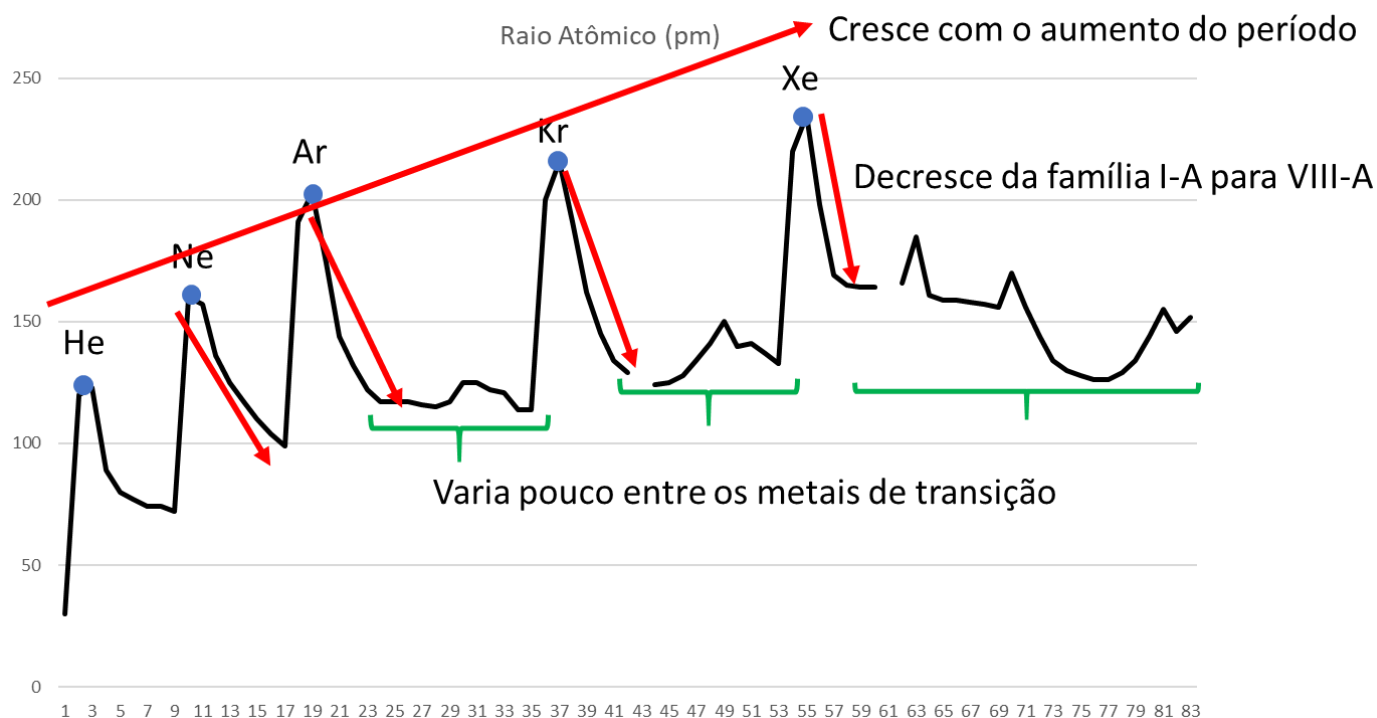


Figura 21: Observações sobre o Gráfico do Raio Atômico em Função do Número Atômico

4.2. Raio Iônico

Outra importante propriedade relacionada é o raio iônico, que diz respeito ao raio de íons. Nesse caso, no entanto, existe bastante controvérsia a respeito da definição. Em geral, costuma-se escolher um composto iônico e atribuir uma parte da distância de ligação ao raio de cada elemento.

Embora seja relativamente fácil medir em laboratório a distância entre o cátion e o ânion em um composto iônico, é bastante difícil dividir essa distância em duas partes, atribuindo uma parte ao cátion e outra ao ânion.

O raio iônico de cátions sempre será menor que o raio atômico do elemento correspondente, porque:

- A redução do número de elétrons diminui a blindagem, portanto a carga nuclear efetiva aumenta;
- Em muitos cátions, a camada externa é removida, provocando uma diminuição de período, como é o caso dos metais alcalinos e alcalino-terrosos.

Uma das técnicas mais conhecidas para a determinação a determinação dos raios iônicos é a de Landé, que supõe que os íons próximos entram em contato. Por exemplo, considere um corte de um cristal iônico XY de um composto de metal alcalino com halogênios, como LiF, NaCl, KCl.

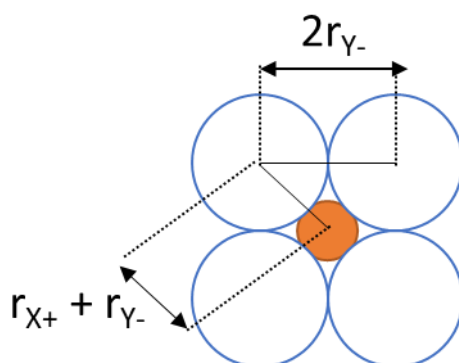


Figura 22: Determinação do Raio Iônico de uma Espécie Química

O raio do ânion pode ser obtido como a metade da distância entre dois ânions no composto. Já a distância entre o cátion e o ânion corresponde à soma dos raios do cátion e do ânion. Como essas distâncias podem ser determinadas facilmente em experimentos, é relativamente fácil determinar os raios iônicos tanto do metal alcalino do haleto.

A Tabela 8 mostra os raios iônicos dos metais alcalinos. Compare com os respectivos raios atômicos.

Tabela 8: Raios Iônicos dos Metais Alcalinos

Cátion	Raio Iônico (pm)
Li ⁺	82

Na ⁺	110
K ⁺	159
Rb ⁺	168
Cs ⁺	180

Dois pontos importantes a se observar:

- O raio iônico de um cátion é sempre menor que o raio atômico.

Tabela 9: Comparação entre o Raio Iônico e o Raio Atômico dos Metais Alcalinos

Cátion	Raio Iônico (pm)	Raio Atômico (pm)
Li ⁺	82	123
Na ⁺	110	157
K ⁺	159	203
Rb ⁺	168	216
Cs ⁺	180	235

Isso acontece, porque teremos a mesma quantidade de prótons atraindo um número menor de elétrons. Em alguns casos, como os próprios metais alcalinos, quando o elétron é removido, o íon perde uma camada inteira em relação ao átomo neutro.

Extrapolando essa tendência, no caso de elementos que podem formar vários íons, quanto maior for a carga do íon, menor será o seu raio iônico. Tomemos o cromo como exemplo.

Tabela 10: Raios Iônicos dos Íons Cromo

Cátion	Raio Iônico (pm)
Cr ²⁺	80
Cr ³⁺	61
Cr ⁴⁺	55
Cr ⁵⁺	49
Cr ⁶⁺	44

- O raio iônico cresce com o período. Esse comportamento também é esperado, tendo em vista que, quanto maior for o período do elemento, mais camadas de elétrons o seu cátion apresentará. É a mesma lógica do raio atômico.

No caso de raios iônicos, não faz muito sentido estudar o comportamento ao longo da tabela periódica, porque o raio iônico depende da carga do íon.

Porém, é muito importante comparar **os raios iônicos de íons isoeletrônicos**. Em especial, quando os íons possuem exatamente a mesma quantidade de elétrons de um gás nobre, que, em geral, é o íon mais estável de um elemento representativo.

Nesse caso, a regra é muito simples. Na comparação de íons isoeletrônicos, quanto maior for a carga nuclear, menor será o raio iônico. A razão para isso é que teremos **a mesma quantidade de elétrons** sendo atraída por **mais prótons**, portanto, a intensidade da atração será maior, logo o raio iônico será menor.

Vejamos alguns exemplos de tamanhos de raios iônicos.

Tabela 11: Raios iônicos de íons com 18 elétrons

Íon	Número Atômico	Número de Elétrons	Raio Iônico (pm)
S ²⁻	16	18	174
Cl ⁻	17	18	181
K ⁺	19	18	159
Ca ²⁺	20	18	106

4.3. Energia de Ionização

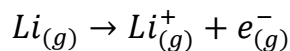
A energia de ionização é uma das propriedades atômicas mais importantes, pois exerce grande influência na forma como os elementos se ligam. Por isso, vamos estudar com bastante calma a sua definição.



TOME NOTA!

A energia de ionização é a energia necessária para **retirar um elétron** de uma espécie química **no estado gasoso**.

Por exemplo, a energia de ionização do lítio é a energia necessária para que a seguinte reação aconteça.



Retirar um elétron teoricamente significa colocá-lo a uma distância infinita do núcleo. Porém, considerando que a dimensão nuclear é de alguns fentômetros (10^{-15} m), uma distância de alguns nanômetros (10^{-9} m) já pode ser considerada infinitamente grande.

O estado gasoso é necessário, pois é a situação em que o átomo está o mais isolado possível. **Não se pode falar, portanto, da energia de ionização no estado sólido.**

Como só é retirado um elétron no processo de ionização e também deve estar no estado gasoso pelo mesmo motivo.

É possível também obter a energia de ionização de moléculas, caso elas estejam no estado gasoso. É importante que você não confunda com a energia de ionização do átomo.

Energia de Ionização do Cloro (Atômico)	$Cl(g) \rightarrow Cl^+(g) + e^-(g)$
Energia de Ionização da Molécula de Cloro	$Cl_2(g) \rightarrow Cl_2^+(g) + e^-(g)$

Como a maioria dos elementos não se encontra no estado gasoso como átomos isolados, em geral, é necessário fazer algumas transformações físicas e/ou químicas antes de proceder à ionização.

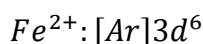
Vaporização de Metais	$Li(s) \rightarrow Li(g)$
Quebra da Ligação de Moléculas de Ametais	$Cl_2(g) \rightarrow 2 Cl(g)$

Esse tipo de tratamento prévio é muito importante para a construção do **Ciclo de Haber-Born**, que será estudado no Capítulo sobre Ligação Iônica. Portanto, é interessante você já começar a se habituar a esses detalhes da Química.



Um cátion é formado sempre retirando **o elétron mais externo**, porque ele é o que sente a menor carga nuclear efetiva, como previsto pela Regra de Slater e mostrado na Questão 8.

Dessa maneira, considerando que a configuração eletrônica do ferro no estado fundamental é $Fe: [Ar]4s^23d^6$, os seus cátions de carga +2 e +3 terão as seguintes configurações eletrônicas.



Alguns elementos formam cátions polivalentes, isto é, com várias cargas positivas. Nesse caso, é necessário destrinchar as várias ionizações que acontecem. Por exemplo, considere a formação do cátion Fe^{3+} .

Primeira Ionização	$Fe(g) \rightarrow Fe^+(g) + e^-(g)$
Segunda Ionização	$Fe^+(g) \rightarrow Fe^{2+}(g) + e^-(g)$
Terceira Ionização	$Fe^{2+}(g) \rightarrow Fe^{3+}(g) + e^-(g)$

O fator mais importante sobre a **primeira** energia de ionização é o raio atômico. Quanto maior for o raio atômico, mais distante estará o elétron mais externo do núcleo. Portanto, menor será a atração entre eles, logo, menor será a energia necessária para arrancar o elétron.

Dessa maneira, a primeira energia de ionização cresce no sentido **oposto** ao raio atômico. Ela cresce para a direita e para cima.

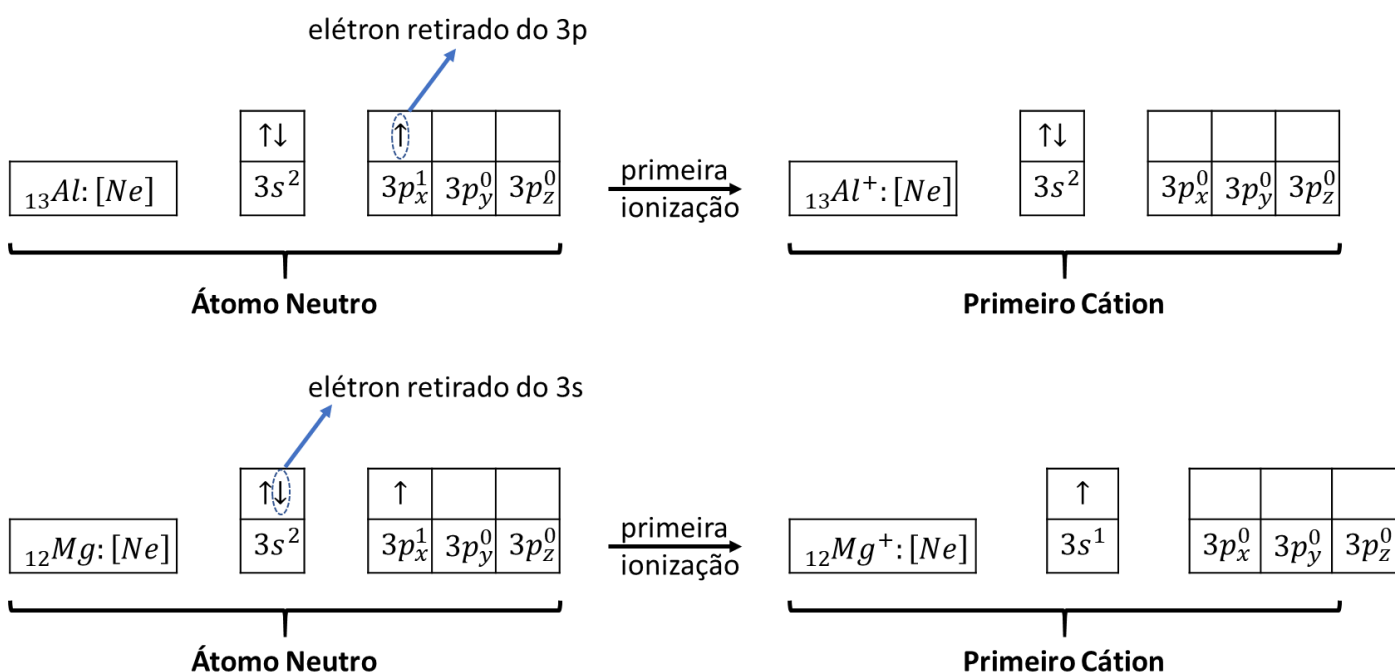
H 1331							He 2372
Li 520	Be 899	B 801	C 1086	N 1403	O 1410	F 1681	Ne 2080
Na 496	Mg 737	Al 577	Si 786	P 1012	S 999	Cl 1255	Ar 1512
K 419	Ca 590	Ga 579	Ge 760	As 947	Se 941	Br 1142	Kr 1351
Rb 403	Sr 549	In 558	Sn 708	Sb 834	Te 869	I 1191	Xe 1170
Cs 376	Ba 503	Tl 589	Pb 715	Bi 703	Po 813	At 912	Rn 1037

Figura 23: Primeiras Energias de Ionização dos Elementos Representativos (em kJ mol^{-1}) – fonte [5]

A respeito das primeiras energias de ionização, temos duas exceções bem interessantes de se comentar:

- A primeira energia de ionização dos elementos da família III-A é inferior à primeira energia de ionização dos elementos da família II-A do mesmo período.

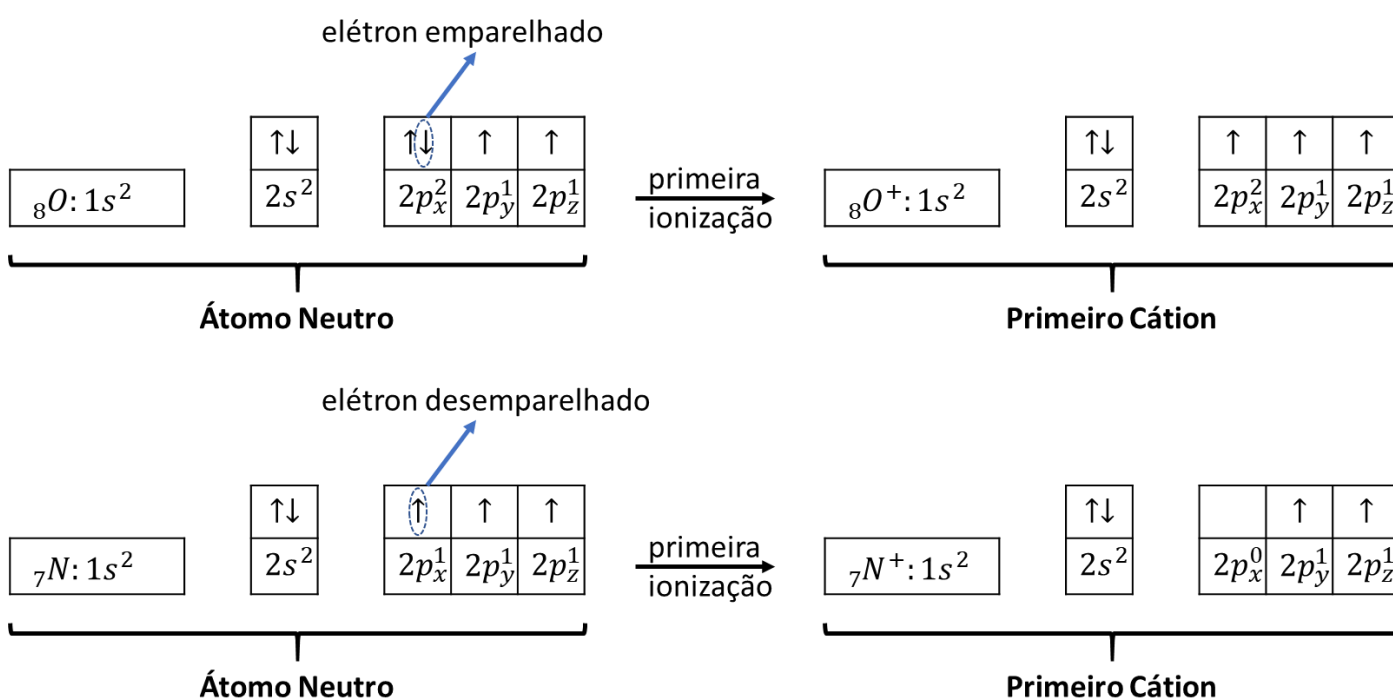
Para entender essa exceção, devemos levar em consideração que o elétron mais externo do **alumínio** está localizado no subnível **3p**, enquanto que o elétron mais externo do **magnésio** está localizado no subnível **3s**.



O subnível **3s** é mais penetrante, ou seja, os seus elétrons estão mais próximos do núcleo que os elétrons do subnível **3p**. Sendo assim, como o alumínio tem seu primeiro elétron retirado de um subnível mais externo, sua primeira energia de ionização acaba sendo menor que a primeira energia de ionização do magnésio.

- A primeira energia de ionização dos elementos da família VI-A é menor que a primeira energia de ionização dos elementos da família V-A do mesmo período.

Para entender essa exceção, vamos observar que o oxigênio apresenta um par de elétrons emparelhados em um de seus orbitais **2p**, enquanto que o nitrogênio não apresenta elétrons emparelhados no seu estado fundamental.



Como elétrons são cargas negativas, eles se repelem, portanto, a situação de um **par de elétrons emparelhados** não é plenamente confortável. Outro ponto que podemos comentar é que o cátion O^+ é mais simétrico que o cátion N^+ . Essa maior simetria torna mais favorável a ionização do oxigênio em detrimento da ionização do nitrogênio.

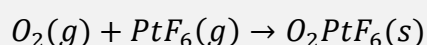
Quando ionizados, os elementos da família VI-A se livram de um par de elétrons desemparelhados e adquirem uma configuração eletrônica **semiestável**, que é aquela em que existem três elétrons desemparelhados em orbitais **p** separados.

Essa configuração semiestável é importante, pois a mesma exceção não ocorre entre o magnésio e o sódio. Embora o magnésio, ao se ionizar, esteja se liberando de uma situação em que

existe um par de elétrons emparelhados, ele não adquire nenhuma configuração semiestável. Por isso, entre o sódio e o magnésio, vale a regra geral.

Retornando ao caso do oxigênio, uma indagação muito frequente entre os químicos era se seria possível obter algum composto em que o oxigênio aparecesse como cátion, devido ao fato de a sua energia de ionização ser menor que o esperado.

Em 1962, o químico Neil Bartlett demonstrou que a reação do oxigênio atmosférico com o hexafluoreto de platina à temperatura ambiente produz um interessante composto iônico.



O composto iônico O_2PtF_6 é extremamente interessante, pois é formado pelo íon dioxigenilo (O_2^+), que é um interessante cátion formado pelo átomo de oxigênio.

Como falamos anteriormente, os metais tendem a formar cátions e os não-metais tendem a formar ânions. O próprio oxigênio normalmente aparece nos compostos iônicos na forma de diversos ânions oxigenados, como óxido (O^{2-}) e hidróxido (OH^-). Porém, existem algumas raras exceções em que um não-metal pode formar um cátion. Tema quentíssimo para uma questão de prova, não acha?

4.3.1. Outras Energias de Ionização dos Metais Alcalinos (família I-A)

Quando um elemento possui várias ionizações, as suas energias de ionização **são sempre crescentes**. Ou seja, a primeira energia de ionização é sempre maior que a segunda que é sempre maior que a terceira. E, assim, por diante.

Vamos apresentar duas boas razões para essa regra.

O primeiro ponto é uma questão de Física. Vamos nos lembrar da força de atração entre duas cargas de sinais opostos, que é expressa pela Lei de Coulomb.

$$F = K \frac{q_1 q_2}{d^2}$$

A força de atração entre as duas cargas depende, pois, basicamente de duas grandezas:

- A magnitude das cargas;



- A distância entre elas, que é determinada principalmente pelo subnível de energia em que está localizado o elétron.

Consideremos as três ionizações do átomo de sódio.

Primeira Ionização	$Na(g) \rightarrow Na^+(g) + e^-(g)$
Segunda Ionização	$Na^+(g) \rightarrow Na^{2+}(g) + e^-(g)$
Terceira Ionização	$Na^{2+}(g) \rightarrow Na^{3+}(g) + e^-(g)$

A primeira ionização consiste em afastar um elétron de uma carga negativa. Já a **segunda** ionização consiste em afastar um elétron de **duas** cargas negativas, o que certamente é mais difícil, já que a força de atração aumenta com as cargas. A **terceira** ionização é ainda mais difícil, pois requer afastar o elétron de **três** cargas positivas.

Somente pelo fator carga, podemos imaginar que a segunda energia de ionização do sódio é, pelo menos, o dobro da primeira – já que a carga duplicou. Por sua vez, a terceira energia de ionização do sódio deve ser cerca de 50% a mais que a segunda – já que a carga aumentou em 50%, de 2 para 3.

Porém, devemos acrescentar um segundo fator extremamente importante, que é **a distância**. Considerando que a configuração eletrônica do sódio no estado fundamental é Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, temos que os três elétrons removidos têm origens diferentes.

O primeiro elétron é extraído do subnível **3s**, enquanto que o segundo e o terceiro elétrons são retirados do subnível **2p**. Não foi uma mudança qualquer, foi um salto de um nível de energia. E isso faz uma diferença absurda.

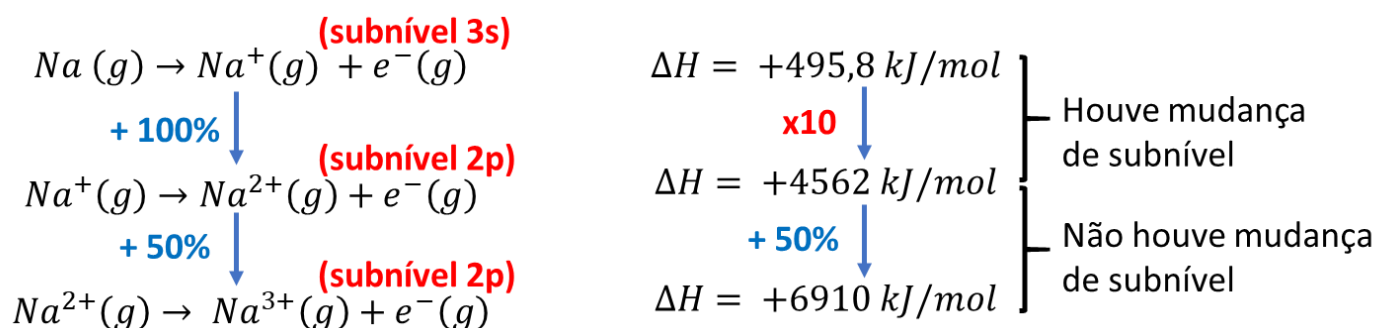
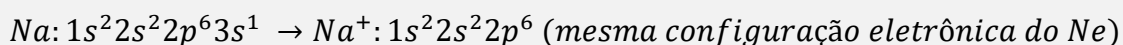


Figura 24: Três Primeiras Energias de Ionização do Sódio

Observe que é **muito mais difícil** retirar o segundo elétron do sódio do que o primeiro. É exatamente por isso que o sódio (e os demais metais alcalinos) formam apenas o cátion de carga +1 nos seus compostos.

A segunda ionização do sódio somente acontece em situações muito extremas em que se fornece quantidade absurda de energia para o elemento.

O interessante é que, quando o sódio perde o seu elétron da camada de valência, ele passa a adquirir a configuração eletrônica semelhante a um gás nobre – no caso, o néonio (Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$).



Podemos concluir, portanto, que os metais alcalinos tendem a formar cátions perdendo apenas um elétron para adquirir a mesma configuração eletrônica de um gás nobre.

A segunda razão que podemos apresentar se relaciona com a Carga Nuclear Efetiva sobre os elétrons do sódio, cujos valores calculados pela Regra de Slater são mostrados na Tabela 12.

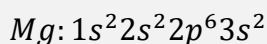
Tabela 12: Carga Nuclear Efetiva sobre os Elétrons do Sódio

Subnível	Na
1s	10,63
2s	6,57
2p	6,80
3s	2,51

Nos metais alcalinos, a carga nuclear efetiva sentida pelos elétrons de valência é muito menor do que a sentida pelos demais. Por isso, esses elétrons estão bem menos presos ao átomo. É por isso que a energia de ionização do elétron do subnível 3s do sódio é relativamente pequena, porém a energia de ionização do elétron do subnível 2p é muito grande. Sendo assim, o sódio só deve formar cátions de carga +1 em seus compostos.

4.3.2. Outras Energias de Ionização dos Metais Alcalinos-Terrosos (família II-A)

Vamos analisar, agora, o caso do magnésio (família II-A), que é um metal alcalino-terroso. Sua configuração eletrônica no estado fundamental é:



Devido à configuração eletrônica do magnésio, nas duas primeiras ionizações, são retirados elétrons do subnível **3s**, mas o terceiro elétron é retirado de um subnível diferente (o **3p**).

Por conta disso, nas duas primeiras ionizações, a variação de energia segue basicamente o que é esperado pela variação de carga. Como a carga do íon duplica, a segunda energia de ionização é aproximadamente o dobro da primeira.

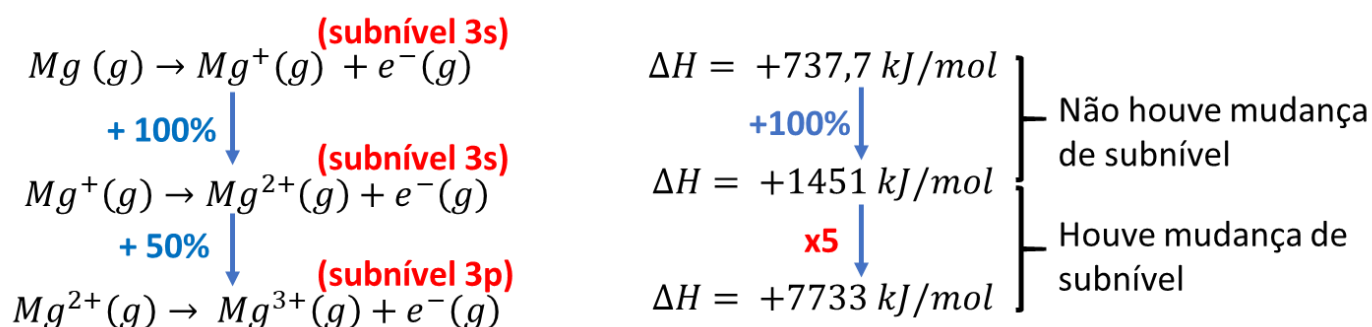
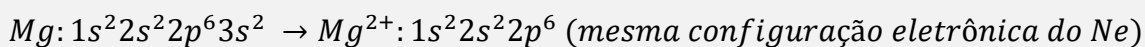


Figura 25: Três Primeiras Energias de Ionização do Magnésio

Porém, no caso da terceira energia de ionização, houve um salto muito grande, pois aconteceu uma mudança de subnível do elétron a ser retirado.

Como há um salto de energia de ionização muito grande da segunda para a terceira ionização, **é muito difícil** provocar a terceira ionização do magnésio. Portanto, todos os seus compostos iônicos apresentam sempre a carga +2.

É interessante que, ao produzir íons de carga +2, os metais alcalino-terrosos também adquirem a mesma configuração eletrônica de um gás nobre. No caso do magnésio, esse gás nobre também é o neônio (Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$).



Com base nisso, podemos observar que a **Regra de Octeto** para os metais é uma consequência natural do comportamento de sua energia de ionização.

Regra do Octeto: os elementos tendem a se ligar para formar compostos em que apresentem a configuração eletrônica de um gás nobre.

Regra do Octeto para Metais: os metais tendem a perder todos os seus elétrons da camada de valência, formando cátions e adquirindo a configuração eletrônica de gás nobre.

Os metais alcalinos e alcalino-terrosos (famílias I-A e II-A) seguem essa famosa regra, **simplesmente perdendo os seus elétrons da camada de valência.**

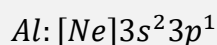
Porém, isso não acontece com todos os elementos.

4.3.3. Outras Energias de Ionização dos demais Metais Representativos (famílias III-A a V-A)

A Tabela Periódica apresenta alguns metais representativos do lado direito, ou seja, nas famílias III-A, IV e V-A ou famílias 13, 14 e 15.

Esses metais apresentam um interessante comportamento em relação às suas energias de ionização.

Para exemplificar essa situação, consideremos o alumínio (família III-A) e o chumbo (família IV-A), cujas configurações eletrônicas na camada de valência são:



Se fôssemos simplesmente aplicar a regra do octeto a esses metais, deveríamos esperar que formassem compostos iônicos com os íons Al^{3+} e Pb^{4+} . Porém, alguns fatos curiosos chamam a atenção:



CURIOSIDADE

- O alumínio forma dois compostos com o cloro. O cloreto de alumínio (I), cuja fórmula é AlCl , é formado pelo cátion Al^+ , com carga +1, não +3, violando a Regra do Octeto. O tricloreto de alumínio, cuja fórmula é AlCl_3 , não é um composto iônico, mas sim molecular, portanto, o íon Al^{3+} não existe nesse composto;
- O chumbo forma diversos compostos iônicos, porém, na maioria deles, encontra-se o íon Pb^{2+} , não Pb^{4+} . São exemplos: PbCl_2 e $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. São raríssimos os compostos formados pelo íon Pb^{4+} .

Perceba que o alumínio forma o cátion Al^+ em que perdeu apenas um elétron, enquanto que o chumbo forma o cátion Pb^{2+} , em que perdeu apenas dois elétrons. Ambos os cátions violam a Regra do Octeto, mas seguem uma regularidade.

Em ambos os casos, o metal perdeu **apenas os elétrons do subnível p**, que é mais energético que o subnível s.

Sendo assim, somos capazes de explicar o comportamento atípico desses metais com base puramente nas suas energias de ionização.

O primeiro elétron do alumínio é retirado do subnível **3p**, mas os dois seguintes são retirados do subnível **3s**. Deve haver, portanto, um salto maior do que o que pode ser explicado apenas pelas cargas.

Na mesma situação, encontra-se o átomo de chumbo, cujos dois primeiros elétrons são retirados de um subnível **6p**, enquanto que os demais são retirados do subnível **6s**.

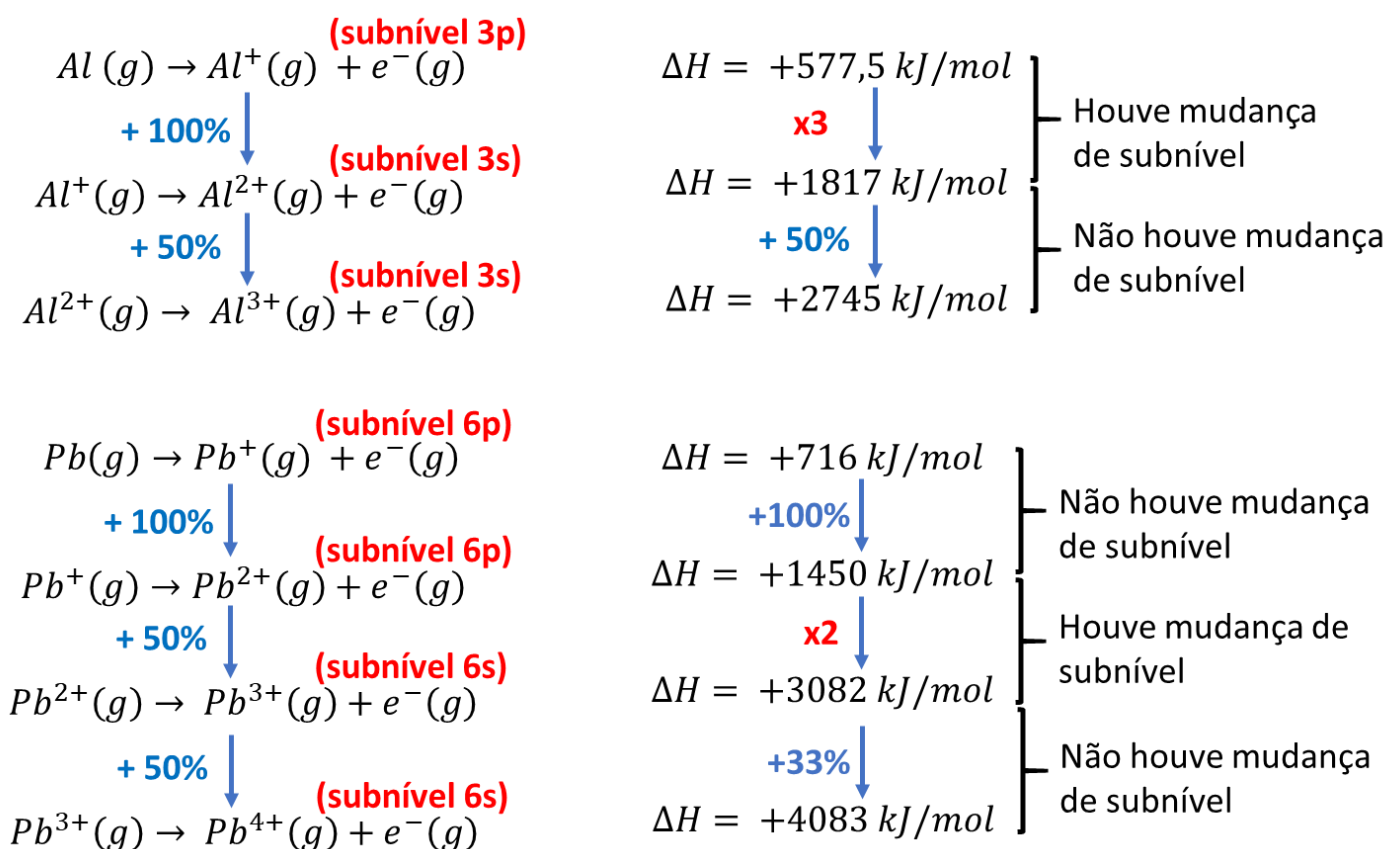


Figura 26: Energias de Ionização dos Elétrons da Camada de Valência do Alumínio (Al) e do Chumbo (Pb)

Note que o salto de energia de ionização observe do segundo para o terceiro elétron é de apenas duas vezes. Porém, o que se esperava era um aumento de 50%. Essa variação **acima do normal** é suficiente para que seja muito difícil de se formar o íon Pb^{4+} .

Dessa maneira, a Regra do Octeto normalmente não se aplica aos metais das famílias III-A a V-A. Esses metais tendem a perder **somente os elétrons do subnível p**, mas não os subnível s.

Embora existam compostos com o íon Pb^{4+} , eles são menos comuns que os compostos com o íon Pb^{2+} . O mesmo podemos dizer do bismuto (Bi – família V-A), que forma normalmente o íon Bi^{3+} , em que perde somente os elétrons do subnível p.

A exceção fica por conta do alumínio (Al). Como sua terceira energia de ionização ainda é relativamente baixa, os elementos mais eletronegativos da Tabela Periódica (flúor e oxigênio) são capazes de levá-lo ao estado de oxidação Al^{3+} . Por isso, são conhecidos diversos compostos iônicos do alumínio formados por esse íon, mas somente quando o metal está acompanhado por flúor ou por oxigênio. São exemplos: AlF_3 (fluoreto de alumínio), Al_2O_3 (óxido de alumínio) e $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ (nitrato de alumínio).

Vamos sintetizar o que aprendemos sobre a Regra do Octeto para metais.



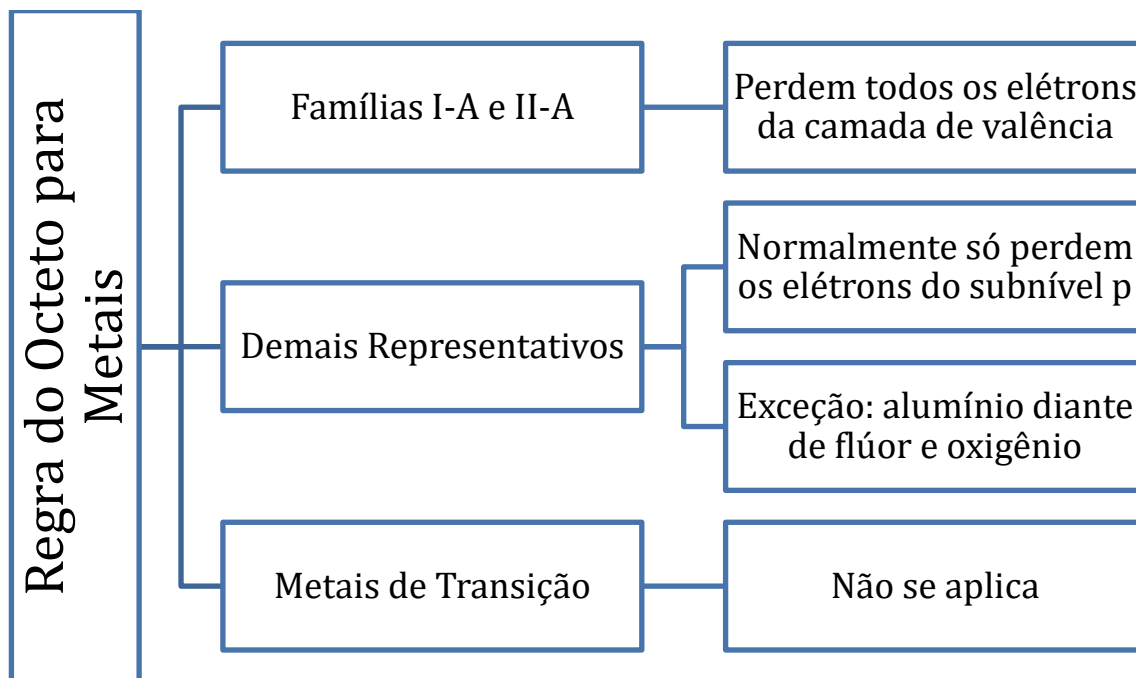


Figura 27: Regra do Octeto para Metais

4.4. Afinidade Eletrônica

Assim como a energia de ionização, a afinidade eletrônica é muito importante para definir as propriedades reacionais de um elemento, pois determina a sua tendência a formar **ânions**.

Lembre-se que a energia de ionização está relacionada com a tendência de um elemento a formar cátions, enquanto que a afinidade eletrônica está relacionada com a tendência de formar ânions.

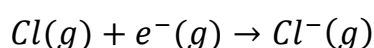
Então, vamos também anotar o conceito dessa propriedade atômica?



TOME NOTA!

A energia de ionização é a energia liberada por uma espécie química quando ela **absorve um elétron no estado gasoso**.

Por exemplo, a afinidade eletrônica do cloro é a energia liberada na seguinte reação.



A afinidade eletrônica cresce, em regra, para a direita, no sentido dos halogênios, **experimentando uma brusca redução nos gases nobres**. Também cresce para cima. O cloro é o elemento da tabela periódica de maior afinidade eletrônica – essa é uma exceção, pois o esperado seria o flúor.

É interessante destacar que a afinidade eletrônica está relacionada à energia liberada. Na Física, energia liberada é normalmente assinalada com o sinal negativo. Por isso, dizemos que um elemento possui maior afinidade eletrônica quando a energia envolvida na reação **é mais negativa**.

H -0,76						He +0,22	
Li -0,62	Be +0,20	B -0,28	C -1,26	N +0,07	O -1,46	F -3,40	Ne +0,30
Na -0,55	Mg +0,20	Al -0,45	Si -1,9	P -0,75	S -2,07	Cl -3,62	Ar +0,36
K -0,50	Ca +0,10	Ga -0,30	Ge -1,20	As -0,81	Se -2,02	Br -3,37	Kr +0,40
Rb -0,49	Sr +0,05	In -0,30	Sn -1,20	Sb -1,07	Te -1,97	I -3,06	Xe +0,43
Cs -0,47	Ba +0,15	Tl -0,21	Pb -0,36	Bi -0,94	Po -1,90	At -2,80	Rn +0,43

Figura 28: Comportamento da Afinidade Eletrônica na Tabela Periódica

Na Figura 28, vemos que a afinidade eletrônica de um elemento pode ser negativa ou positiva. Por outro lado, a energia de ionização é **sempre positiva**, ou seja, um elemento qualquer no estado gasoso sempre vai precisar absorver energia para perder um elétron.

A baixa afinidade dos gases pode ser facilmente compreendida se notarmos que os ânions He^- , Ar^- , Kr^- , Xe^- , Rn^- têm eletrosferas de metais alcalinos, respectivamente, Li , Na , K , Rb , Cs . Por isso, esses ânions apresentam a mesma blindagem, porém um próton a menos.

Tabela 13: Cargas Nucleares Efetivas sobre o Sódio e o ânion Neoneto

Subnível	Na	Ne^-
1s	10,65	9,65

Subnível	Na	Ne ⁻
2s	6,55	5,75
2p	6,80	5,75
3s	2,50	1,50

Da Tabela 13, temos que a carga nuclear efetiva sobre o último elétron do íon Ne⁻ é muito pequena, portanto ele é facilmente ionizável, regenerando o átomo de gás nobre Ne.

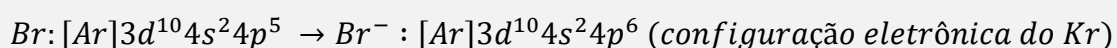
De maneira sucinta, podemos afirmar que a Regra do Octeto também se aplica para não-metals.

Regra do Octeto para não-metals: em compostos iônicos, os não-metals tendem a absorver elétrons, formando ânions, cuja configuração eletrônica é a mesma de um gás nobre.

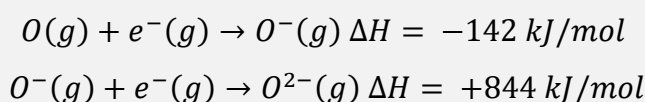
Dessa maneira, o oxigênio da família VI-A possui 6 elétrons na camada de valência, logo precisa absorver dois elétrons para chegar à mesma configuração eletrônica de um gás nobre, no caso, o neônio (Ne: 1s²2s²2p⁶).



No caso de um halogênio (família VII-A), como o bromo, que apresenta 7 elétrons na camada de valência, ele precisa absorver um elétron para chegar à configuração eletrônica de um gás nobre. Nesse caso, o criptônio.



A segunda afinidade eletrônica de um elemento qualquer com certeza será negativa. Sempre será necessário absorver energia para aproximar um ânion de carga negativa de um elétron. Mas esse fato não altera a Regra do Octeto.



Não faremos um estudo tão aprofundado da Afinidade Eletrônica como fizemos para a Energia de Ionização, porque existem raras exceções do lado dos não-metais. Em compostos iônicos, é muito raro que um não-metal forme íons que não sigam a Regra do Octeto.

Da mesma forma que vimos para a Energia de Ionização, existem exceções bastante análogas para a Afinidade Eletrônica.

As afinidades eletrônicas dos elementos da família II-A são anormalmente baixas, porque a sua afinidade eletrônica implicaria absorver um elétron para inaugurar o subnível **p**. O elétron lá localizado sofreria, portanto, uma baixíssima carga nuclear efetiva.

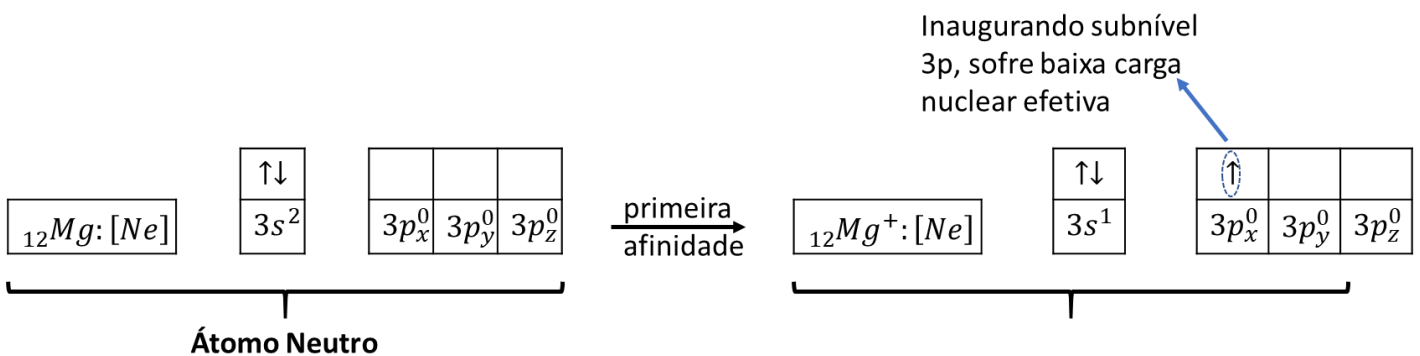


Figura 29: Baixa Afinidade Eletrônica do Magnésio (Mg)

A segunda exceção que podemos observar é que o cloro possui maior afinidade eletrônica que o flúor. Gostaria de lhe pedir licença para falar sobre isso no Capítulo sobre Acidez e Basicidade, pois é lá que esse fato terá maior relevância.

Outro fato notável é que as afinidades eletrônicas dos elementos da família V-A são muito baixas. O nitrogênio, por exemplo, tem uma afinidade eletrônica menor que a do carbono. Isso acontece, porque o nitrogênio já possui o orbital $2p$ com vários elétrons desemparelhados. Absorver um novo elétron implicaria emparelhar elétrons, o que é uma situação desconfortável.

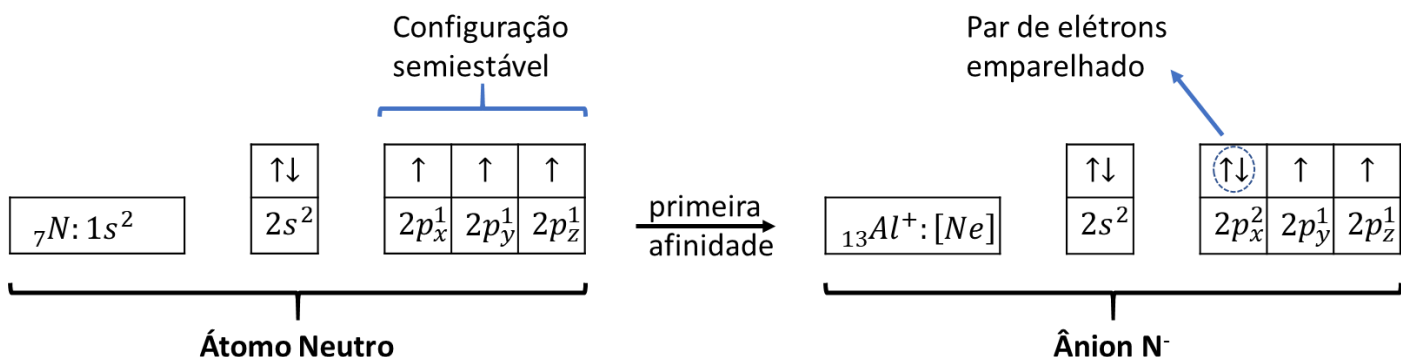


Figura 30: Baixa Afinidade Eletrônica do Nitrogênio (N)

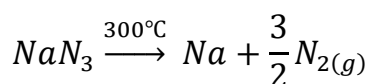
A principal consequência disso é que, embora seja não-metal típico, **o nitrogênio raramente forma ânions**, como o nitreto N^{3-} .



CURIOSIDADE

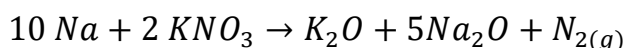
Azida de Sódio e os airbags de automóveis

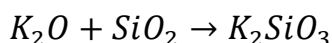
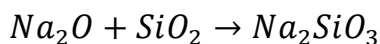
Um dos poucos ânions formados pelo nitrogênio é o N_3^- , conhecido como azida, azoteto ou trinitreto, que forma, por exemplo, a azida de sódio: NaN_3 . Esse composto é bastante solúvel em água e em amônia líquida, porém se decompõe por aquecimento:



Por conta dessa propriedade, o azoteto de sódio é frequentemente utilizado em airbags de veículos. Observe que esse sal é uma maneira muito eficiente de transportar volumes de gás. Quando estudarmos o Capítulo sobre Gases, veremos que 1 mol de fórmulas de azoteto de sódio (65 g ou 0,035L), ao se decompor, produz 33,6L de gás à pressão atmosférica. É por isso que os airbags se expandem tanto.

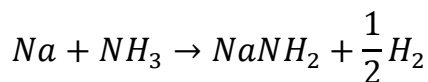
O sódio metálico formado como subproduto é um potencial perigo, pois, em contato com a pele, reage vigorosamente com a água formando soda cáustica. Por isso, os airbags contém outros reagentes, como o nitrato de potássio (KNO_3) e a sílica (SiO_2), que convertem o sódio em um inerte “vidro alcalino”. [4]



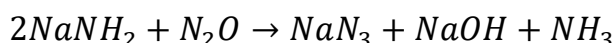


Outra aplicação importante da azida de sódio é o transporte do sódio metálico. O sódio metálico reage vigorosamente tanto com o oxigênio atmosférico, formando óxidos, como com a água, formando soda cáustica. No entanto, a azida de sódio é bastante relativamente inerte à temperatura ambiente e pode ser transportada em solução aquosa ou amoniacal. O sódio metálico, por fim, é facilmente regenerado pelo aquecimento da solução.

O método mais comum de síntese da azida de sódio é o “Processo Wislicenus”, partindo do sódio metálico e da amônia, liberando hidrogênio. Essa é uma reação de deslocamento – reações semelhantes serão estudadas no Capítulo sobre Oxirredução.



A amida de sódio ($NaNH_2$) é um importante reagente em Química Orgânica. Ela pode ser combinada com óxido nitroso (N_2O) para formar a azida de sódio.



Vamos sintetizar o que aprendemos sobre Afinidade Eletrônica.

Deve ser aferida no estado gasoso

Cresce no sentido da Carga Nuclear Efetiva

O nitrogênio possui afinidade eletrônica muito menor que o esperado, por isso raramente forma ânions

3.5. Estabilidade Eletrônica dos Gases Nobres

Os gases nobres apresentam elevadas energias de ionização e baixas afinidades eletrônicas. Por conta disso, eles têm grande dificuldade de formar compostos iônicos, seja como cátions ou como ânions.

Eles são os únicos elementos que se apresentam normalmente na natureza na forma de átomos isolados.

Por essas razões, foi proposta a Regra do Octeto. Segundo essa regra, os gases nobres já apresentam sua camada de valência estável. Todos os demais elementos precisam reagir para atingir a configuração eletrônica semelhante a um gás nobre.

A Regra do Octeto para compostos iônicos pode ser sintetizada pela Figura 31.

H -0,76						He +0,22	
Li -0,62	Be +0,20	B -0,28	C -1,26	N +0,07	O -1,46	F -3,40	Ne +0,30
Na -0,55	Mg +0,20	Al -0,45	Si -1,9	P -0,75	S -2,07	Cl -3,62	Ar +0,36
K -0,50	Ca +0,10	Ga -0,30	Ge -1,20	As -0,81	Se -2,02	Br -3,37	Kr +0,40
Rb -0,49	Sr +0,05	In -0,30	Sn -1,20	Sb -1,07	Te -1,97	I -3,06	Xe +0,43
Cs -0,47	Ba +0,15	Tl -0,21	Pb -0,36	Bi -0,94	Po -1,90	At -2,80	Rn +0,43

↑	↑		↑	↑	↑
perde 1	perde 2		ganha 1	ganha 2	estáveis
elétron	elétrons		elétron	elétrons	

Figura 31: Regra do Octeto para Compostos Iônicos

Por muito tempo, pensou-se que era impossível formar compostos com gases nobres. Só em 1962, o químico inglês Neil Bartlett conseguiu preparar o sal sólido, cristalino, $Xe^+[PtF_6]^-$ a partir da reação do gás xenônio com o hexafluoreto de platina. Além disso, são conhecidos alguns compostos fluorados moleculares, isto é, formados por ligações covalentes como XeF_2 , XeF_4 .

De maneira geral, a facilidade que um gás nobre tem de formar compostos cresce com o aumento do período. A maioria dos compostos conhecidos são do criptônio (Kr) e do xenônio (Xe), que são do quarto e do quinto período, respectivamente. Por sua vez, é muito difícil formar compostos do hélio (He) – há discussões sobre se já foi conseguido ou não sintetizar algum composto estável desse elemento.



9. (TFC – Inédita)

O gálio (Ga) é um interessante metal, que é sólido à temperatura ambiente, porém apresenta baixa temperatura de fusão (29,8 °C). Devido a isso, ele se funde quando segurado por uma mão humana. O cromo (Cr) é um metal usado na proteção contra a corrosão do ferro, sendo um elemento constituinte de aços inoxidáveis. O potássio (K), por sua vez, é muito importante nos sistemas biológicos, como a bomba de sódio e potássio.

Assinale a alternativa que apresenta esses elementos em ordem crescente de tamanho.

- a) $Ga < Cr < K$.
- b) $Cr < K < Ga$.
- c) $Ga < K < Cr$.
- d) $Cr < K < Ga$.
- e) $K < Cr < Ga$.

Comentários

Nas questões que nos pedem para ordenar elementos de acordo com suas propriedades, é útil criar um rascunho da Tabela Periódica na sua prova. Para isso, são muito úteis as frases.

1A – Hoje **Li Na Karas** que **Roberto Carlos** está na **França**.

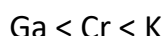
3A – Boa **Alimentação** **Garante** **Inteligência Total**



O cromo, por sua vez, é um metal de transição. Quando uma questão cobrar um metal de transição, sem fornecer a sua localização na Tabela Periódica, recomendamos considerar que está no mesmo período que os elementos representativos que foram fornecidos. E, de fato, o cromo pertence ao quarto período. Assim, podemos localizar o potássio e o cézio na família I-A e o gálio na família III-A.

		←							
		I-A	II-A	III-A	IV-A	V-A	VI-A	VII-A	VIII-A
		1	2	3	4	5	6	7	8
Raio atômico	↓	H							
		Li		B					
		Na		Al					
		K		Ga					
		Rb		In					
		Cs		Tl					

Como o raio atômico cresce para a esquerda na Tabela Periódica, o potássio apresenta raio maior que o cromo e o gálio. Como o cézio está abaixo do potássio, o seu raio é maior. Portanto, a ordem de crescimento do raio atômico é:



Gabarito: A

10. (TFC – 2019 – Inédita)

Considere as seguintes proposições a respeito das propriedades periódicas.

I – O raio iônico em espécies químicas isoeletrônicas cresce com o aumento do número atômico.

II – O raio atômico do hidrogênio é igual à metade da menor distância entre duas moléculas nas condições padrão.

III – Num mesmo período, o raio atômico aumenta com o aumento do número atômico.

Está(ão) CORRETA(s):

a) Apenas I.

- b) Apenas I e II.
- c) Apenas II.
- d) Apenas II e III.
- e) I, II e III.

Comentários

Vamos analisar os itens:

I – Se duas espécies químicas apresentam o mesmo número de elétrons, quanto maior o número atômico, maior é a força de atração entre o núcleo e esses elétrons. Logo, menor será o raio iônico. Afirmativa correta.

II – O raio atômico do hidrogênio é igual à metade da distância de ligação química, ou seja, entre dois átomos da mesma molécula. Afirmativa errada.

III – O raio atômico cresce para a direita e para baixo. No mesmo período, portanto, o raio atômico cresce para esquerda, ou seja, ele diminui com o aumento do número atômico. Afirmativa errada.



Portanto, somente o item I está correto.

Gabarito: A

11. (TFC – Inédita)

A organização dos metais alcalinos, por ordens crescentes para o aumento do raio atômico e da energia de ionização, são respectivamente:

- a) $Li < Na < K < Rb < Cs$ e $Li > Na > K > Rb > Cs$
- b) $Li < Na < K < Rb < Cs$ e $Cs < Rb < K < Na < Li$
- c) $Li > Na > K > Rb > Cs$ e $Li > Na > K > Rb > Cs$
- d) $Li > Na > K > Rb > Cs$ e $Cs < Rb < K < Na < Li$

Comentários

Em uma família qualquer, o raio atômico cresce para baixo e a energia de ionização cresce para cima na Tabela Periódica. Precisamos, portanto, apenas ordenar a família dos metais alcalinos (I-A).

Lembre-se da frase: “Hoje Li Na Karas que Roberto Carlos está na França”

O diagrama mostra a Tabela Periódica com as células correspondentes à família dos metais alcalinos (Grupo 1) preenchidas com os elementos H, Li, Na, K, Rb e Cs. À esquerda da tabela, há duas setas verticais: uma vermelha apontando para cima, rotulada 'Energia de ionização', e uma azul apontando para baixo, rotulada 'Raio atômico'.

	H								
	Li								
	Na								
	K								
	Rb								
	Cs								

Portanto, a ordem dos raios atômicos é: $\text{Li} < \text{Na} < \text{K} < \text{Rb} < \text{Cs}$. Já a ordem da energia de ionização é inversa: $\text{Cs} < \text{Rb} < \text{K} < \text{Na} < \text{Li}$.

Gabarito: B

12. (TFC – 2019 – Inédita)

Assinale a afirmativa ERRADA a respeito das propriedades periódicas de diversos elementos:

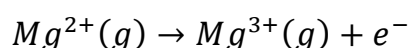
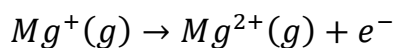
- O cálcio possui raio atômico maior que o magnésio.
- O lítio possui raio atômico maior que o berílio.
- Considerando as espécies químicas Na^+ , O^{2-} e Ne, a ordem crescente dos raios iônicos é: $\text{O}^{2-} > \text{Ne} > \text{Na}^+$.
- A energia de ionização do sódio corresponde à energia envolvida na reação $\text{Na(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + \text{e}^-$.
- A energia de ionização do íon Mg^+ é menor que a energia de ionização do íon Mg^{2+} .

Comentários



Primeiramente, você deve se lembrar que o raio atômico cresce para a esquerda e para baixo na Tabela Periódica.

- Na família II-A, devemos nos lembrar da frase: Bela **M**argarida **C**asou com o Sr Barão do **R**ádio. Portanto, o cálcio está abaixo do magnésio, logo apresenta raio atômico maior. Afirmativa correta.
- O lítio pertence à família I-A e o berílio à família II-A. Ambos no mesmo período. Como o raio atômico cresce para a esquerda, o raio do lítio é, de fato, maior que o raio do berílio. Afirmativa correta.
- As três espécies são isoeletrônicas, portanto, quanto maior o número atômico, menor será o raio iônico. Considerando os números atômicos $_{11}\text{Na}$, $_{8}\text{O}$ e $_{10}\text{Ne}$, temos que, de fato, o oxigênio é o maior e o sódio é o menor. Afirmativa correta.
- A energia de ionização deve ser aferida no estado gasoso, não no estado sólido. Afirmativa errada.
- A ionização do Mg^+ requer separar um elétron de duas cargas positivas, enquanto que a ionização do Mg^{2+} requer separar um elétron de três cargas positivas.



Como as cargas envolvidas aumentaram, é natural que a energia de ionização também aumente. Somado a isso, podemos citar que o segundo elétron do magnésio é retirado do subnível **3p**, enquanto que o terceiro é retirado do subnível **3s**. Portanto, a mudança de subnível contribui para aumentar ainda mais a terceira energia de ionização.

Essa é uma regra que podemos estabelecer. A segunda energia de ionização é sempre maior que a primeira; a terceira é sempre maior que a segunda; e, assim, por diante.

Afirmativa correta.

Gabarito: D

Finalizamos aqui a nossa teoria por hoje. Agora, você terá uma bateria de exercícios.



4. Lista de Questões Propostas

1. (TFC – 2019 – Inédita)

Assinale a alternativa que apresenta o número atômico de um elemento frequentemente encontrado na natureza na forma de gás monoatômico:

- a) 50
- b) 51
- c) 52
- d) 53
- e) 54

2. (TFC – 2019 – Inédita)

Considere as seguintes afirmativas sobre a Tabela Periódica:

I – É impossível que um metal e um não-metal pertençam a mesma família, em virtude de apresentarem propriedades químicas radicalmente diferentes.

II – Dois elementos pertencem à mesma família quando suas configurações eletrônicas na camada de valência são semelhantes, independentemente de possuírem propriedades semelhantes.

III – Os metais são bons condutores de calor e eletricidade. Além disso, são maleáveis e podem ser transformados em fios.

Das afirmações, está(ão) CORRETAS:

- a) Apenas I.
- b) Apenas I e II.
- c) Apenas II.
- d) Apenas II e III.
- e) Apenas III.

3. (TFC – 2019 – Inédita)

Assinale a alternativa CORRETA a respeito das propriedades dos elementos:

- a) O elemento de configuração eletrônica Ω : $[\text{Ar}]4s^23d^94p^5$ é um halogênio.
- b) O elemento de configuração eletrônica Ω : $[\text{Xe}]6s^24f^2$ é um bom condutor de calor.



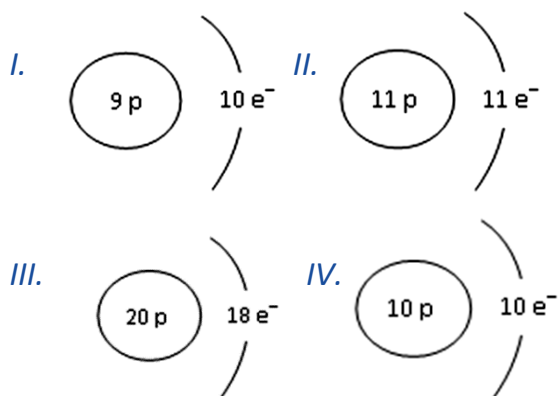
- c) O elemento de configuração eletrônica Ω : $[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^6$ forma ânions nos seus compostos iônicos.
- d) O elemento de configuração eletrônica Ω : $[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$ pertence à família dos metais alcalinos.
- e) O elemento de configuração eletrônica Ω : $1s^22s^2$ normalmente se apresenta na forma de átomos isolados.

4. (TFC – 2019 – Inédita)

Numa sala de aula com ar condicionado, a parte metálica de uma cadeira é, ao toque da mão, mais fria que a parte de plástico. Isso se deve ao fato de que o metal está a uma temperatura inferior, porque é um melhor condutor de calor? Justifique a sua resposta.

5. (IME – 2011)

Considere as espécies de (I) a (IV) e o arcabouço da Tabela Periódica representados a seguir. Assinale a alternativa correta.



- a) A espécie (II) é um gás nobre.
- b) A camada de valência da espécie (I) pode ser representada por: $ns^2 np^5$.
- c) A camada de valência da espécie (III) pode ser representada por: $ns^2 np^6$.
- d) A espécie (IV) é um metal eletricamente neutro.
- e) As espécies (I) e (III) são cátions.

6. (TFC – 2019 – Inédita)

Prove que a configuração eletrônica do potássio ($Z = 19$) no estado fundamental é $[Ar]4s^1$, e não $[Ar]3d^1$.

7. (TFC – 2019 – Inédita)

Calcule a carga nuclear efetiva sobre o elétron mais externo da prata, considerando que a sua configuração eletrônica no estado fundamental é $Ag: [Kr]5s^14d^{10}$.

8. (TFC – 2019 – Inédita)

Considerando que a configuração eletrônica no estado fundamental do átomo de vanádio ($Z = 23$) é $V: [Ar]4s^23d^3$, determine:

- As cargas nucleares efetivas sobre os elétrons dos subníveis $3d$ e $4s$.
- Explique por que a configuração de valência do estado fundamental do cátion V^+ provavelmente é $3d^34s^1$ em vez de $3d^24s^2$.

9. (TFC – Inédita)

O gálio (Ga) é um interessante metal, que é sólido à temperatura ambiente, porém apresenta baixa temperatura de fusão ($29,8\text{ }^\circ\text{C}$). Devido a isso, ele se funde quando segurado por uma mão humana. O cromo (Cr) é um metal usado na proteção contra a corrosão do ferro, sendo um elemento constituinte de aços inoxidáveis. O potássio (K), por sua vez, é muito importante nos sistemas biológicos, como a bomba de sódio e potássio.

Assinale a alternativa que apresenta esses elementos em ordem crescente de tamanho.

- $Ga < Cr < K$.
- $Cr < K < Ga$.
- $Ga < K < Cr$.
- $Cr < K < Ga$.
- $K < Cr < Ga$.

10. (TFC – 2019 – Inédita)

Considere as seguintes proposições a respeito das propriedades periódicas.

I – O raio iônico em espécies químicas isoeletrônicas cresce com o aumento do número atômico.

II – O raio atômico do hidrogênio é igual à metade da menor distância entre duas moléculas nas condições padrão.

III – Num mesmo período, o raio atômico aumenta com o aumento do número atômico.

Está(ão) CORRETA(s):

- a) Apenas I.
- b) Apenas I e II.
- c) Apenas II.
- d) Apenas II e III.
- e) I, II e III.

11. (TFC – Inédita)

A organização dos metais alcalinos, por ordens crescentes para o aumento do raio atômico e da energia de ionização, são respectivamente:

- a) $Li < Na < K < Rb < Cs$ e $Li > Na > K > Rb > Cs$
- b) $Li < Na < K < Rb < Cs$ e $Cs < Rb < K < Na < Li$
- c) $Li > Na > K > Rb > Cs$ e $Li > Na > K > Rb > Cs$
- d) $Li > Na > K > Rb > Cs$ e $Cs < Rb < K < Na < Li$

12. (TFC – 2019 – Inédita)

Assinale a afirmativa ERRADA a respeito das propriedades periódicas de diversos elementos:

- a) O cálcio possui raio atômico maior que o magnésio.
- b) O lítio possui raio atômico maior que o berílio.
- c) Considerando as espécies químicas Na^+ , O^{2-} e Ne , a ordem crescente dos raios iônicos é: $O^{2-} > Ne > Na^+$.
- d) A energia de ionização do sódio corresponde à energia envolvida na reação $Na(s) \rightarrow Na^+(g) + e^-$.
- e) A energia de ionização do íon Mg^+ é menor que a energia de ionização do íon Mg^{2+} .

13. (IME – 2020 – 1ª Fase)

Considere a representação da Tabela Periódica a seguir:



α																			
																		β	
γ																		δ	ϵ
															μ				

Com base nessa representação da tabela, avalie as asserções abaixo:

- I. O composto de representação $\delta\alpha_3$ é iônico;
 - II. A distribuição eletrônica $[Ar] 4s^23d^8$ pode representar o íon μ^{3+} ;
 - III. O isótopo mais estável do elemento γ tem 12 nêutrons;
 - IV. Os elementos que apresentam, em seu estado fundamental, a distribuição eletrônica $[Ne]3s^23p^y$, com $1 \leq y \leq 6$, são todos não metais;
 - V. O raio atômico de ϵ é menor que o raio atômico de δ .
- Assinale a alternativa que contém somente asserções corretas.

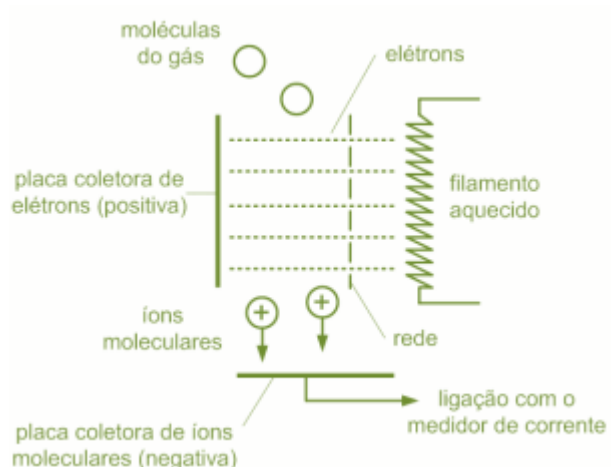
- a) I, II e III.
- b) III, IV e V.
- c) II, III e IV.
- d) I, IV e V.
- e) II, III e V.

14. (IME – 2020 – 1ª Fase)

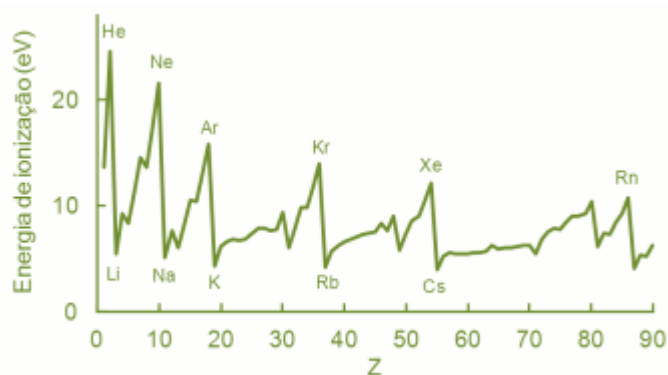
A figura abaixo esquematiza o funcionamento de um aparelho de ionização que pode ser útil para medir baixas pressões compreendidas entre 10^{-4} e 10^{-10} mmHg. Nesse dispositivo, elétrons partem de um filamento aquecido, atravessam uma rede cuja tensão fixa a energia do elétron, e atingem uma região do tubo sonda ligada ao sistema de alto vácuo cuja pressão se deseja medir. Esses elétrons ionizam espécies neutras presentes no tubo e formam íons positivos que são atraídos por uma placa coletora negativa. Além disso, produzem uma corrente que pode ser medida e correlacionada com a pressão do sistema de vácuo. Portanto, quanto mais baixa a



pressão, menor o número de moléculas neutras e, conseqüentemente, menor o número de íons positivos formados no tubo.



O gráfico abaixo relaciona as primeiras energias de ionização aos números atômicos dos respectivos elementos.



Um aparelho de ionização cuja energia eletrônica é 15 eV foi calibrado medindo-se a pressão de um sistema que continha vapor de sódio. Como a leitura do instrumento seria afetada se o vapor de sódio fosse substituído por neônio à mesma pressão?

- a) A leitura seria maior.
- b) A leitura manter-se-ia inalterada.
- c) A leitura seria até 50% menor.
- d) A leitura seria de até 50% do valor medido com sódio.
- e) A leitura seria zero.

15. (ITA – 2017 – adaptada)

Considere as seguintes proposições para espécies químicas no estado gasoso:

I – A energia de ionização do íon Be^{3+} é maior do que a do íon He^+ .

II – A energia do orbital 2s do átomo de berílio é igual à energia do orbital 2s do átomo de boro.

16. (IME – 2017 – 1ª Fase)

No esboço da Tabela Periódica abaixo estão discriminados os números de nêutrons dos isótopos mais estáveis de alguns elementos.

1												18					
0	2											13	14	15	16	17	He
4	5											6	6	7	8	10	Ne
12	12	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	14	14	16	16	18	Ar
20	20	24	26	28	28	30	30	32	30	34	34	38	42	42	46	44	Kr
48	50	50	50	52	56	55	58	58	60	60	66	66	70	70	78	74	Xe
																	Rd

Considere agora um composto iônico binário, em que: (i) o cátion, de carga +2, possui 12 prótons; (ii) o ânion, de carga -3, possui 10 elétrons. A massa de 1 mol deste composto é aproximadamente igual a:

- a) 38 g
- b) 100 g
- c) 122 g
- d) 90 g
- e) 50 g

17. (IME – 2016 – 1ª Fase)

O processo de deposição de filmes finos de óxido de índio-estanho é extremamente importante na fabricação de semicondutores. Os filmes são produzidos por pulverização catódica com radiofrequência assistida por campo magnético constante.

Considere as afirmativas abaixo:

- I - O índio é um mau condutor de eletricidade.
- II – O raio atômico do índio é maior que o do estanho.
- III – A densidade do índio é menor que a do paládio.
- IV – O ponto de fusão do índio é maior que o do gálio.

Analisando as afirmativas acima, conclui-se que:

- a) todas estão corretas.
- b) apenas a II e a III estão corretas.



- c) apenas a II, a III e a IV estão corretas.
d) apenas a I e a III estão corretas.
e) apenas a IV está correta.

18. (IME – 2016 – 1ª Fase)

Identifique a alternativa em que a configuração eletrônica da espécie química representada, em seu estado fundamental, é dada por:



1																			18
	2												13	14	15	16	17		
Li	Be												B	C	N	O	F		
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12		Al	Si	P	S	Cl		
K	Ca									Cu	Zn		Ga	Ge	As	Se	Br		
Rb	Sr									Ag	Cd		In	Sn	Sb	Te	I		
Cs	Ba									Au	Hg		Tl	Pb	Bi	Po	At		
Fr	Ra																		

- a) Cu^+
b) Sn^{2+}
c) Cd
d) Ge^{2+}
e) Zn^+

19. (TFC – Inédita)

Em 2010, a NASA anunciou a descoberta de uma nova espécie de bactéria que no seu DNA apresenta ligações de arsênio ao invés de fósforo. O arsênio é um elemento químico fundamental para a vida, mesmo sendo extremamente venenoso. Apresenta três estados alotrópicos, é bom condutor de calor e péssimo condutor de eletricidade, reage com o cloro, com o enxofre, com o oxigênio, é altamente tóxico, volátil e insolúvel na água. Sobre o arsênio e o DNA, assinale a afirmação verdadeira.

- a) A toxicidade, a volatilidade e a insolubilidade são propriedades químicas.

- b) Os alótropos do arsênio diferem entre si em relação ao número de nêutrons nos seus átomos.
- c) O fósforo pode ser substituído pelo arsênio no DNA, porque ambos têm características semelhantes e pertencem ao mesmo período da tabela periódica.
- d) O nitrogênio, o fósforo e o arsênio possuem o mesmo número de elétrons na camada de valência.

20. (TFC – Inédita)

De acordo com o Modelo do Mar de Elétrons, os metais apresentam uma grande quantidade de “elétrons livres” dispersos em sua estrutura. Esses elétrons livres ajudam a explicar a boa condutividade térmica dos metais, tendo em vista que os elétrons:

- a) deslocam-se rapidamente, através do metal, transferindo energia aos átomos de regiões mais frias.
- b) entram em subníveis de maior energia, facilitando a formação de estruturas cristalinas mais complexas.
- c) dirigem-se para as regiões mais internas, ocupando, preferencialmente, os orbitais dos tipos “d” e “f”.
- d) ficam impossibilitados de se movimentarem, diminuindo a eletropositividade dos átomos.
- e) são ejetados da peça metálica com altíssimas velocidades, diminuindo a eletronegatividade dos átomos periféricos.

21. (TFC – Inédita)

Considere as distribuições eletrônicas de alguns elementos extraídos da Tabela Periódica.

Elemento	Distribuição eletrônica
A	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
B	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$
C	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

A partir dos dados da tabela e com base nos seus conhecimentos sobre a classificação periódica dos elementos, **NÃO** podemos afirmar que:

- a) O elemento A é um metal alcalino.
- b) O elemento B é um metal de transição.



- c) Os elementos B e C pertencem ao mesmo período.
- d) O elemento B tem raio atômico menor que o elemento C.

22. (IME – 2013)

Dados os íons ${}_{16}\text{S}^{2-}$; ${}_{19}\text{K}^{+}$; ${}_{56}\text{Ba}^{2+}$, indique qual das relações abaixo apresenta os íons isoeletrônicos em ordem correta de raio iônico.

- a) $\text{K}^{+} > \text{S}^{2-}$
- b) $\text{Ba}^{2+} = \text{S}^{2-}$
- c) $\text{Ba}^{2+} > \text{S}^{2-}$
- d) $\text{K}^{+} < \text{S}^{2-}$
- e) $\text{Ba}^{2+} < \text{S}^{2-}$

23. (TFC – Inédita)

Em 1839, o físico Alexandre Edmond Becquerel (1820–1891) descobriu, experimentalmente, o efeito fotoelétrico, aos 19 anos de idade. O efeito fotoelétrico tem até muitas aplicações, como o controle remoto.

A energia solar incide sobre uma chapa metálica, removendo seus elétrons, o que permite a criação de uma corrente elétrica. Para garantir maior eficiência, o material usado na fabricação de uma célula fotoelétrica deve ter:

- a) ductibilidade.
- b) elevado brilho metálico.
- c) baixo ponto de fusão.
- d) baixa energia de ionização.
- e) alta eletronegatividade

24. (TFC – Inédita)

Com relação às propriedades periódicas, assinale o que for correto.

- a) No mesmo período, da esquerda para a direita na Tabela Periódica, devido ao aumento da carga nuclear, os elétrons da eletrosfera são mais fortemente atraídos, o que causa uma diminuição do raio atômico.
- b) Quanto maior for o raio atômico, maior será a afinidade eletrônica.



- c) O aumento da energia de ionização, com o aumento de Z , está diretamente relacionado ao aumento do raio atômico.
- d) A energia de ionização diminui de baixo para cima em uma família da Tabela Periódica, devido à diminuição da atração do núcleo sobre os elétrons mais externos.
- e) A eletronegatividade de um átomo é medida pela quantidade de energia liberada quando um átomo gasoso, isolado e no seu estado fundamental, recebe um elétron.

25. (TFC – Inédita)

No cultivo de plantas, os íons de potássio e de cálcio são utilizados como nutrientes, já os íons escândio são usados para a germinação de sementes. Os três íons são oriundos de átomos de elementos químicos constituintes de um mesmo período da Tabela Periódica. Apesar de apresentarem o mesmo número de níveis eletrônicos, esses elementos químicos diferem em outras propriedades, como mostrado na tabela.

Elemento químico	Configuração eletrônica, em ordem crescente de energia	Raio atômico, pm	1ª energia de ionização, kJmol^{-1}	2ª energia de ionização, kJmol^{-1}
potássio, ${}_{19}\text{K}$	$[\text{Ar}]4s^1$	186	419	3069
cálcio, ${}_{20}\text{Ca}$	$[\text{Ar}]4s^2$	197	590	1145
escândio, ${}_{21}\text{Sc}$	$[\text{Ar}]4s^23d^1$	144	631	1235

Considerando-se essas informações, é correto afirmar:

- a) A configuração eletrônica do íon Sc^+ (g) é igual à configuração eletrônica do átomo Ca (g), quando ambas as espécies se encontram no estado gasoso e no estado fundamental.
- b) A atração entre os prótons e os elétrons no átomo de cálcio é maior do que entre essas partículas no átomo de potássio.
- c) A energia necessária para a retirada do terceiro elétron da camada de valência do átomo do escândio é menor do que $1\,235\text{kJmol}^{-1}$.
- d) A energia absorvida na formação do cátion bivalente do cálcio é maior do que a necessária para a formação do íon potássio com carga +2.
- e) O cátion Ca^{2+} , presente no cloreto de cálcio, $\text{CaCl}_2(\text{s})$, apresenta configuração eletrônica igual à do cátion Sc^{3+} , no fluoreto de escândio, $\text{ScF}_3(\text{s})$.

26. (ITA – 2006)

Considere as afirmações abaixo, todas relacionadas a átomos e íons no estado gasoso:



- I. A energia do íon Be^{2+} , no seu estado fundamental, é igual à energia do átomo de He neutro no seu estado fundamental.
- II. Conhecendo a segunda energia de ionização do átomo de He neutro, é possível conhecer o valor da afinidade eletrônica do íon He^{2+} .
- III. Conhecendo o valor da afinidade eletrônica e da primeira energia de ionização do átomo de Li neutro, é possível conhecer a energia envolvida na emissão do primeiro estado excitado do átomo de Li neutro para o seu estado fundamental.
- IV. A primeira energia de ionização de íon H^- é menor do que a primeira energia de ionização do átomo de H neutro.
- V. O primeiro estado excitado do átomo de He neutro tem a mesma configuração eletrônica do primeiro estado excitado do íon Be^{2+} .

Então, das afirmações acima, estão CORRETAS:

- a) apenas I e III.
- b) apenas I, II e V.
- c) apenas I e IV.
- d) apenas II, IV e V.
- e) apenas III e V.

27. (IME – 2005)

Considerando os elementos químicos Be, B, F, Ca e Cs, classifique-os em ordem crescente de acordo com as propriedades periódicas indicadas:

- a) raio atômico;
- b) primeira energia de ionização.

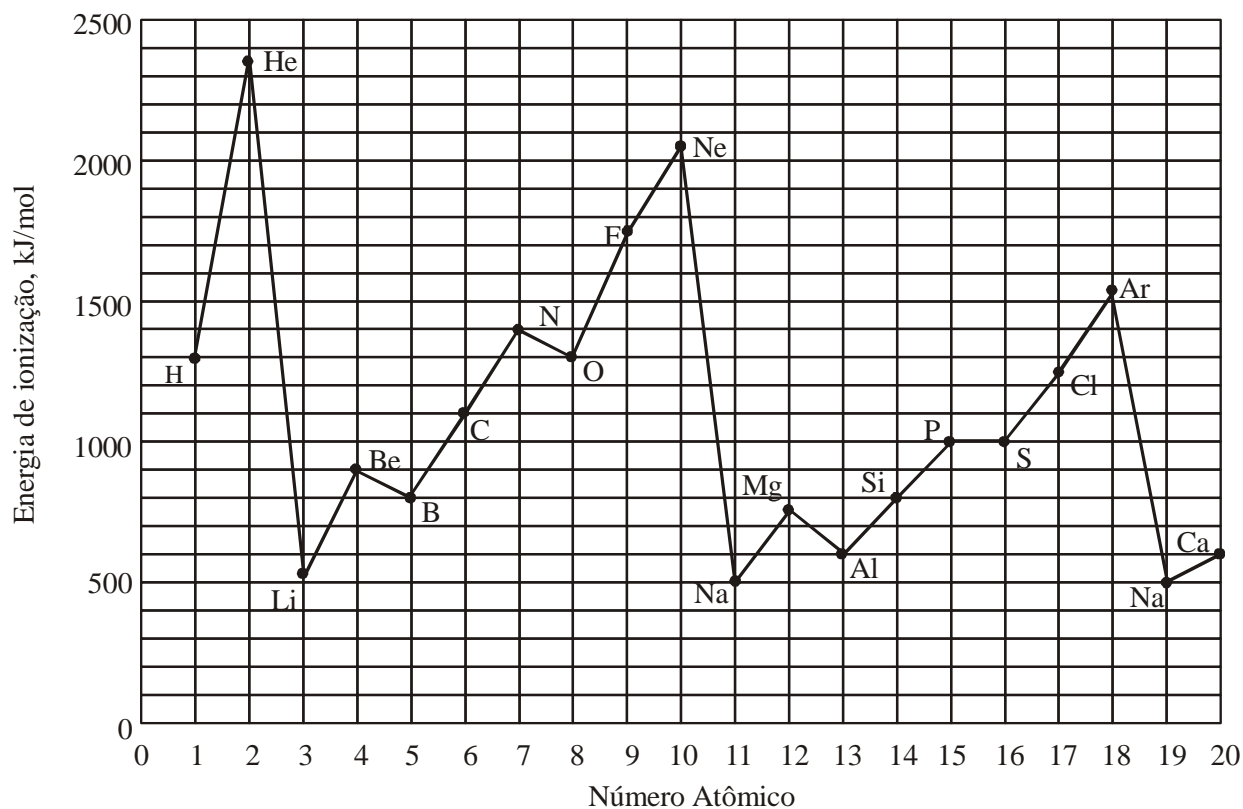
28. (IME – 2004)

A incidência de radiação eletromagnética sobre um átomo é capaz de ejetar o elétron mais externo de sua camada de valência. A energia necessária para a retirada deste elétron pode ser determinada pelo princípio da conservação de energia, desde que se conheça sua velocidade de ejeção.

Para um dado elemento, verificou-se que a velocidade de ejeção foi de $1,00 \times 10^6$ m/s, quando submetido a 1070,9 kJ/mol de radiação eletromagnética.



Considerando a propriedade periódica apresentada no gráfico (Energia de Ionização x Número Atômico) e a massa do elétron igual a $9,00 \times 10^{-31} \text{kg}$, determine:



- o elemento em questão, sabendo que este pertence ao terceiro período da Tabela Periódica;
- o número atômico do próximo elemento do grupo;

29. (TFC – Inédita)

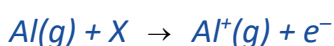
O selênio é um antioxidante que tem se mostrado eficiente no combate ao câncer. Entre as principais fontes do elemento para o ser humano, encontram-se a castanha-do-pará e o feijão fradinho.

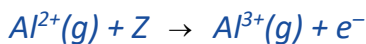
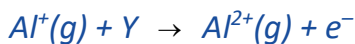
Considerando-se essas informações e a Tabela Periódica, é correto afirmar:

- O raio iônico do íon Se^{2-} é menor do que o do íon S^{2-} .
- O raio atômico do átomo de selênio é maior que o do átomo de oxigênio.
- O átomo de selênio está localizado em um período inferior ao átomo de criptônio.
- A primeira energia de ionização do átomo de oxigênio é menor que a do átomo de selênio.

30. (TFC – Inédita)

Considere as seguintes reações partindo do átomo de alumínio no estado gasoso:





X, Y e Z correspondem ao valor de energia necessária para remover um ou mais elétrons de um átomo isolado no estado gasoso. A alternativa que apresenta corretamente os possíveis valores de X, Y e Z, respectivamente, é:

- a) 578 kJ, 1820 kJ e 2750 kJ.
- b) 2750 kJ, 1820 kJ e 578 kJ.
- c) 578 kJ, 820 kJ e 250 kJ.
- d) 2250 kJ, 820 kJ e 578 kJ.

31. (TFC – Inédita)

Baseado nos seus conhecimentos sobre a Classificação Periódica dos Elementos, analise as afirmações a seguir.

- I. O raio atômico do Criptônio (K) é maior que o raio atômico do Potássio (K).
- II. O raio atômico do Carbono (C) é menor que o raio atômico do Chumbo (Pb).
- III. A energia de ionização do Potássio (K) é menor que a energia de ionização do Sódio (Na).
- IV. O raio atômico do cátion Na^+ é maior que o raio atômico do ânion O^{2-} .

Assinale a alternativa correta.

- a) Apenas III está correta.
- b) Apenas I, II e III estão corretas.
- c) Apenas II, III e IV estão corretas.
- d) Apenas II e III estão corretas.

32. (TFC – Inédita)

O estrôncio-90 (ou $^{90}_{38}Sr$) é um isótopo radioativo muito perigoso ao ser humano. Uma vez contaminado, o modo mais fácil de livrar a pessoa da radiação é ministrando-lhe doses de cálcio. O cálcio é capaz de substituir o estrôncio, permitindo que ele seja liberado pelo sistema excretor humano. A substituição do estrôncio pelo cálcio é possível, porque os dois elementos:

- a) apresentam aproximadamente o mesmo raio atômico.
- b) apresentam o mesmo número de elétrons.
- c) ocupam o mesmo grupo da Tabela Periódica, logo têm o mesmo número de elétrons na camada de valência e formam cátions com a mesma carga.



- d) *estão localizados no mesmo período da Tabela Periódica.*
- e) *são radioativos, porém, o cálcio libera menor quantidade de radiação, sendo, portanto, mais facilmente tolerado pelo corpo humano.*



5. Gabarito

- | | | | |
|-----|--------------|-----|------------|
| 1. | E | 17. | C |
| 2. | E | 18. | D |
| 3. | B | 19. | D |
| 4. | Errado | 20. | A |
| 5. | C | 21. | D |
| 6. | demonstração | 22. | D |
| 7. | 3,7 | 23. | D |
| 8. | 3,3; 4,3 | 24. | A |
| 9. | A | 25. | E |
| 10. | A | 26. | D |
| 11. | B | 27. | discursiva |
| 12. | D | 28. | Si; 32 |
| 13. | E | 29. | B |
| 14. | E | 30. | B |
| 15. | Apenas I | 31. | D |
| 16. | B | 32. | C |



6. Lista de Questões Comentadas

13. (IME – 2020 – 1ª Fase)

Considere a representação da Tabela Periódica a seguir:

α																					
																			β		
γ																			δ	ϵ	
														μ							

Com base nessa representação da tabela, avalie as asserções abaixo:

- O composto de representação $\delta\alpha_3$ é iônico;
- A distribuição eletrônica $[\text{Ar}] 4s^23d^8$ pode representar o íon μ^{3+} ;
- O isótopo mais estável do elemento γ tem 12 nêutrons;
- Os elementos que apresentam, em seu estado fundamental, a distribuição eletrônica $[\text{Ne}]3s^23p^y$, com $1 \leq y \leq 6$, são todos não metais;
- O raio atômico de ϵ é menor que o raio atômico de δ .

Assinale a alternativa que contém somente asserções corretas.

- I, II e III.
- III, IV e V.
- II, III e IV.
- I, IV e V.
- II, III e V.

Comentários

Primeiramente, vamos localizar os elementos na tabela periódica. Para isso, são úteis as frases:

- família I-A: "Hoje Li **Na** **K**aras que Robetro Carlos está na França"

- família III-A: “Boa Alimentação Garante Inteligência e Talento”
- família V-A: “Na Padaria, Assei saborosos Biscoitos”
- família VI-A: “OS SeTe Porquinhos”
- família VII-A: “Ficou Claro que a Brahma Imitou a Antártica”

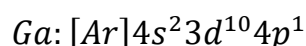
Com isso, temos as seguintes associações de elementos.

α H					
Li		B	N	O	β F
γ Na		Al	δ P	ϵ S	Cl
K		μ Ga	As	Se	Br
Rb		In	Sb	Te	I
Cs		Tl	Bi	Po	At

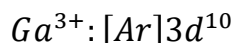
Agora, vamos analisar as afirmações propostas no enunciado.

I – O composto $\delta\alpha_3$ é, na verdade, o PH_3 , que é formado por dois não-metais, portanto, é um composto molecular, não iônico. Afirmação errada.

II – O gálio é do quarto período. Além disso, como o gálio pertence à família III-A (ou grupo 13), sua configuração eletrônica termina em $4s^24p^1$. Portanto, sua configuração eletrônica é:



O íon Ga^{3+} , por sua vez, tem a seguinte configuração eletrônica no estado fundamental, em que ele perde os elétrons do subnível mais externo.



Porém, é possível também considerar a seguinte configuração eletrônica, que é um estado excitado.



Portanto, a configuração eletrônica citada pode corresponder a um estado excitado do íon Ga^{3+} . Afirmação correta.



III – O isótopo mais estável do sódio é o sódio-23 ($^{23}_{11}\text{Na}$), que possui 11 prótons e 12 nêutrons. Afirmação correta.

IV – Os elementos, cuja configuração eletrônica termina em $3s^23p^y$, estão destacados em vermelho.

^1H					
Li		B	N	O	^9F
^{11}Na		^{13}Al	^{14}Si	^{15}P	^{16}S
K		^{31}Ga	As	Se	Br
Rb		In	Sb	Te	I
Cs		Tl	Bi	Po	At

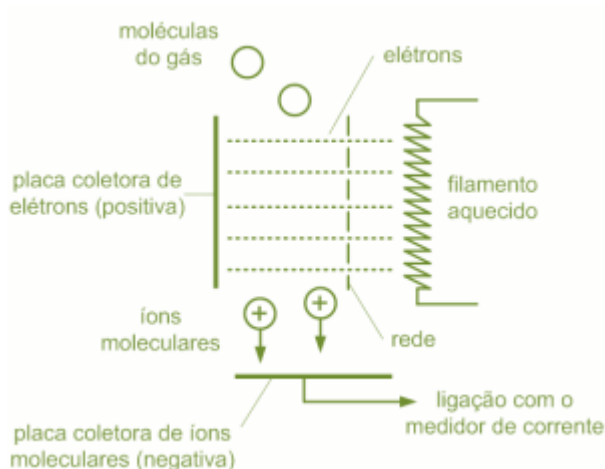
Dentre eles, encontram-se: o alumínio (metal), o silício (semimetal) e o argônio (gás nobre). Portanto, é um erro afirmar que todos são não metais. Afirmação errada.

V – O raio atômico cresce para a esquerda na Tabela Periódica. Portanto, o raio atômico do fósforo é maior que o do enxofre. Afirmação correta.

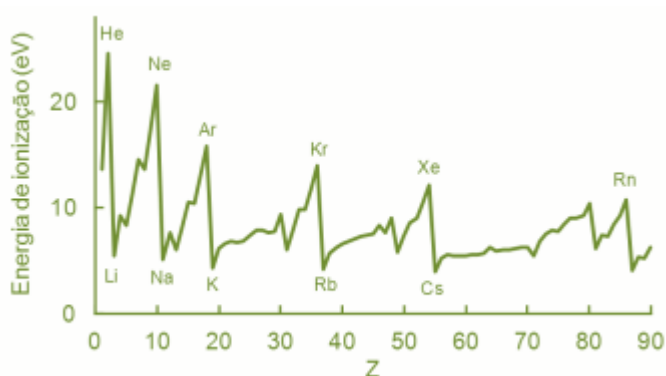
Gabarito: E

14. (IME – 2020 – 1ª Fase)

A figura abaixo esquematiza o funcionamento de um aparelho de ionização que pode ser útil para medir baixas pressões compreendidas entre 10^{-4} e 10^{-10} mmHg. Nesse dispositivo, elétrons partem de um filamento aquecido, atravessam uma rede cuja tensão fixa a energia do elétron, e atingem uma região do tubo sonda ligada ao sistema de alto vácuo cuja pressão se deseja medir. Esses elétrons ionizam espécies neutras presentes no tubo e formam íons positivos que são atraídos por uma placa coletora negativa. Além disso, produzem uma corrente que pode ser medida e correlacionada com a pressão do sistema de vácuo. Portanto, quanto mais baixa a pressão, menor o número de moléculas neutras e, conseqüentemente, menor o número de íons positivos formados no tubo.



O gráfico abaixo relaciona as primeiras energias de ionização aos números atômicos dos respectivos elementos.



Um aparelho de ionização cuja energia eletrônica é 15 eV foi calibrado medindo-se a pressão de um sistema que continha vapor de sódio. Como a leitura do instrumento seria afetada se o vapor de sódio fosse substituído por neônio à mesma pressão?

- a) A leitura seria maior.
- b) A leitura manter-se-ia inalterada.
- c) A leitura seria até 50% menor.
- d) A leitura seria de até 50% do valor medido com sódio.
- e) A leitura seria zero.

Comentários

O equipamento provoca um fluxo de íons positivos, porque retira elétrons do material da amostra.

De acordo com a tabela, o neônio apresenta energia de ionização superior a 20 eV. Portanto, o aparelho de ionização não é capaz de ceder energia suficiente para ionizá-lo.

Portanto, se fosse colocado vapor de néon, não haveria formação alguma de íons. Logo, a pressão registrada na placa coletora seria nula.

Gabarito: E

15. (ITA – 2017 – adaptada)

Considere as seguintes proposições para espécies químicas no estado gasoso:

I – A energia de ionização do íon Be^{3+} é maior do que a do íon He^+ .

II – A energia do orbital 2s do átomo de berílio é igual à energia do orbital 2s do átomo de boro.

Comentários

I – É interessante a afirmativa. O íon Be^{3+} é isoeletrônico do íon He^+ , porém, apresenta uma quantidade maior de elétrons. Sendo assim, o seu raio iônico é menor, logo, a sua energia de ionização é maior. Afirmativa correta.

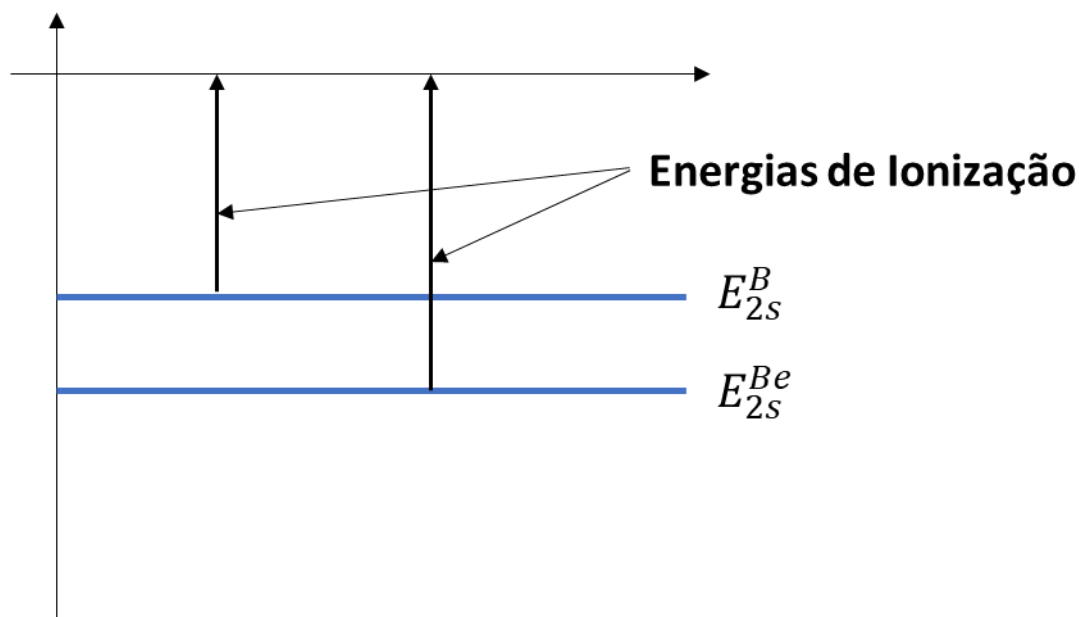
A propósito, como ambos os íons são monoelétrônicos, suas energias de ionização podem ser calculadas pela Equação de Rydberg.

$$E = Rhc.Z^2 = 13,6.Z^2$$

II – Certamente, as energias dos orbitais 2s de dois átomos diferentes não podem ser iguais. Considerando os números atômicos e famílias do berílio ($Z = 4$, família II-A) e do boro ($Z = 5$, família III-A), podemos concluir que a carga nuclear efetiva sobre os elétrons do orbital 2s do berílio é inferior ao que acontece no boro, já que a Carga Nuclear Efetiva cresce para a direita na Tabela Periódica.

Portanto, a energia necessária para retirar os elétrons do orbital 2s é maior no boro do que no berílio. Porém, como ambas as energias são negativas, podemos afirmar que a energia do boro é maior que a do berílio. Cuidado! O ITA gosta muito de jogar com os sinais e confundir a cabeça dos vestibulandos.





Gabarito: Apenas I

16. (IME – 2017 – 1ª Fase)

No esboço da Tabela Periódica abaixo estão discriminados os números de nêutrons dos isótopos mais estáveis de alguns elementos.

1												18					
0	2											13	14	15	16	17	He
4	5											6	6	7	8	10	Ne
12	12	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	14	14	16	16	18	Ar
20	20	24	26	28	28	30	30	32	30	34	34	38	42	42	46	44	Kr
48	50	50	50	52	56	55	58	58	60	60	66	66	70	70	78	74	Xe
																	Rd

Considere agora um composto iônico binário, em que: (i) o cátion, de carga +2, possui 12 prótons; (ii) o ânion, de carga -3, possui 10 elétrons. A massa de 1 mol deste composto é aproximadamente igual a:

- a) 38 g
- b) 100 g
- c) 122 g
- d) 90 g
- e) 50 g

Comentários

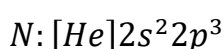


No composto binário em questão, o cátion possui número atômico igual a 12. Portanto, é um íon derivado do magnésio, cuja configuração eletrônica do átomo neutro é:



Nessa configuração, levamos em consideração que o neônio é o gás nobre anterior ao magnésio e que ele possui 10 elétrons. Concluimos, portanto, que o magnésio tem dois elétrons na camada de valência, logo, pertence à família II-A ou grupo 2.

O ânion, por sua vez, possui número atômico igual 7, já que o seu íon com 3 cargas negativas possui 10 elétrons. Ele corresponde ao nitrogênio, cujo átomo neutro possui a seguinte configuração eletrônica:

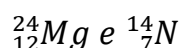


O nitrogênio, portanto, possui 5 elétrons na camada de valência, logo, pertence à família V – A ou grupo 15.

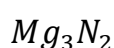
Assim, podemos marcar os dois elementos na tabela periódica fornecida para encontrar o número de nêutrons dos seus isótopos mais estáveis.

1																	18
0	2																He
4	5											6	6	7	8	10	Ne
12	12	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	14	14	16	16	18	Ar
20	20	24	26	28	28	30	30	32	30	34	34	38	42	42	46	44	Kr
48	50	50	50	52	56	55	58	58	60	60	66	66	70	70	78	74	Xe
																	Rd

Portanto, o isótopo mais estável do nitrogênio apresenta 7 prótons e 7 nêutrons, enquanto o isótopo mais estável do magnésio apresenta 12 prótons e 12 nêutrons. Sendo assim, os seus isótopos mais estáveis são:



Considerando que todo composto é eletricamente neutro e que os íons formados são: Mg^{2+} e N^{3-} , concluimos que o composto formado pelo magnésio e pelo nitrogênio deve ser:



Portanto, a sua massa molar é:



$$M = 3.24 + 2.14 = 100 \text{ g/mol}$$

Gabarito: B

17. (IME – 2016 – 1ª Fase)

O processo de deposição de filmes finos de óxido de índio-estanho é extremamente importante na fabricação de semicondutores. Os filmes são produzidos por pulverização catódica com radiofrequência assistida por campo magnético constante.

Considere as afirmativas abaixo:

- I - O índio é um mau condutor de eletricidade.
- II – O raio atômico do índio é maior que o do estanho.
- III – A densidade do índio é menor que a do paládio.
- IV – O ponto de fusão do índio é maior que o do gálio.

Analisando as afirmativas acima, conclui-se que:

- a) todas estão corretas.
- b) apenas a II e a III estão corretas.
- c) apenas a II, a III e a IV estão corretas.
- d) apenas a I e a III estão corretas.
- e) apenas a IV está correta.

Comentários

Vamos analisar as afirmações propostas.

I – O índio é um metal, portanto, é um bom condutor de eletricidade. Afirmação incorreta.

II – Vamos posicionar os dois elementos na Tabela Periódica. Para isso, vamos recorrer às frases:

3A – Boa Alimentação Garante Inteligência Total

4A – Comi Siri Gelado Sendo Proibido

Portanto, o índio e o estanho estão assim posicionados na tabela periódica.



raio atômico

		B	C			
		Al	Si			
		Ga	Ge			
		In	Sn			

Como o raio atômico cresce para a esquerda, concluímos que o raio atômico do índio é maior que o do estanho. Afirmação correta.

III – O paládio é um elemento de transição. A densidade cresce para o centro da Tabela Periódica, portanto, a densidade dos elementos de transição é superior à densidade dos elementos representativos. Afirmação correta.

IV – Vamos posicionar o índio e o gálio na Tabela Periódica.

ponto de fusão

		B				
		Al				
		Ga				
		In				

Exceção: metais alcalinos e alcalino-terrosos

Regra Geral: o ponto de fusão cresce para baixo

O índio e o gálio estão na família III – A (ou grupo 13). Portanto, seguem a regra geral de que o ponto de fusão cresce para baixo. Logo, o ponto de fusão do índio é superior ao do gálio.

Convém destacar que a família III – A é bastante irregular. Anotemos os pontos de fusão dos elementos.

Elementos	Ponto de Fusão
Boro (B)	2076 °C
Alumínio (Al)	660 °C
Gálio (Ga)	29,8 °C
Índio (In)	156,7 °C
Tálio (Tl)	304 °C

Considero, portanto, uma família um pouco complicada de ser cobrada numa questão de prova. O elevadíssimo ponto de fusão do boro pode ser explicado, porque ele forma sólidos covalentes – eles serão estudados no Capítulo sobre Sólidos e veremos que sua principal característica é apresentar elevados pontos de fusão e ebulição.

Vale notar que o comportamento anômalo do alumínio é bem difícil de entender.

Embora a família cobrada seja bem difícil, a afirmação está correta.

Portanto, as afirmações II, III e IV estão corretas.

Gabarito: C

18. (IME – 2016 – 1ª Fase)

Identifique a alternativa em que a configuração eletrônica da espécie química representada, em seu estado fundamental, é dada por:



1	2																	13	14	15	16	17	18
Li	Be																	B	C	N	O	F	
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl							
K	Ca									Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br							
Rb	Sr									Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I							
Cs	Ba									Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At							
Fr	Ra																						

a) Cu^+

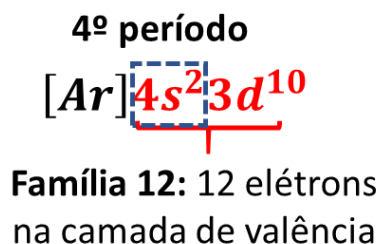
b) Sn^{2+}



- c) Cd
- d) Ge²⁺
- e) Zn⁺

Comentários

Vamos destrinchar a configuração eletrônica mostrada.



Se a configuração eletrônica se referisse a um átomo neutro, ele seria:

- Do 4º período, porque o último nível ocupado é o nível 4;
- Da família 12, porque apresenta 12 elétrons na camada de valência.

Portanto, elemento seria o zinco. Porém, não encontramos o átomo neutro de zinco entre as possibilidades. Mas, podemos pesquisar um íon que seja isoeletrônico do zinco. É o caso de: Ga⁺ e Ge²⁺, que se encontra nas alternativas do enunciado.

Vale ressaltar que o germânio é da família IV – A, portanto, sua configuração eletrônica no estado fundamental é terminada em 4s²4p².



Logo, a configuração eletrônica do íon Ge²⁺ realmente coincide com a que foi proposta no enunciado.

Gabarito: D

19. (TFC – Inédita)

Em 2010, a NASA anunciou a descoberta de uma nova espécie de bactéria que no seu DNA apresenta ligações de arsênio ao invés de fósforo. O arsênio é um elemento químico fundamental para a vida, mesmo sendo extremamente venenoso. Apresenta três estados alotrópicos, é bom condutor de calor e péssimo condutor de eletricidade, reage com o cloro,



com o enxofre, com o oxigênio, é altamente tóxico, volátil e insolúvel na água. Sobre o arsênio e o DNA, assinale a afirmação verdadeira.

- a) A toxicidade, a volatilidade e a insolubilidade são propriedades químicas.
- b) Os alótropos do arsênio diferem entre si em relação ao número de nêutrons nos seus átomos.
- c) O fósforo pode ser substituído pelo arsênio no DNA, porque ambos têm características semelhantes e pertencem ao mesmo período da tabela periódica.
- d) O nitrogênio, o fósforo e o arsênio possuem o mesmo número de elétrons na camada de valência.

Comentários

Questão que envolve vários tópicos da Química.

a) A toxicidade realmente é uma propriedade química, pois geralmente se relaciona com a capacidade de uma toxina neutralizar enzimas essenciais ao nosso metabolismo. Porém, a volatilidade e a insolubilidade são propriedades físicas, pois se relacionam a processos puramente físicos, que são a mudança de estado físico e a dissolução. Afirmação errada.

b) Os isótopos é que se distinguem entre si em relação ao número de nêutrons. Os alótropos são substâncias simples diferentes formadas pelo mesmo elemento químico. Afirmação errada.

c) Lembrando-nos da frase referente à família V-A: “**Na Padaria, Assei Saborosos Biscoitos**”, de fato, encontramos tanto o fósforo como o arsênio.

Por pertencerem à mesma família, eles, de fato, apresentam características semelhantes, como o mesmo número de elétrons na camada de valência, que possibilitará que façam ligações químicas semelhantes.

Gabarito: D

20. (TFC – Inédita)

De acordo com o Modelo do Mar de Elétrons, os metais apresentam uma grande quantidade de “elétrons livres” dispersos em sua estrutura. Esses elétrons livres ajudam a explicar a boa condutividade térmica dos metais, tendo em vista que os elétrons:

- a) deslocam-se rapidamente, através do metal, transferindo energia aos átomos de regiões mais frias.
- b) entram em subníveis de maior energia, facilitando a formação de estruturas cristalinas mais complexas.



- c) dirigem-se para as regiões mais internas, ocupando, preferencialmente, os orbitais dos tipos “d” e “f”.
- d) ficam impossibilitados de se movimentarem, diminuindo a eletropositividade dos átomos.
- e) são ejetados da peça metálica com altíssimas velocidades, diminuindo a eletronegatividade dos átomos periféricos.

Comentários

A condutividade térmica dos metais se deve ao fato de que eles possuem partículas, no caso, os elétrons que podem se liberar e se mover ao longo das regiões do metal, transferindo energia das regiões mais quentes para as mais frias.

Gabarito: A

21. (TFC – Inédita)

Considere as distribuições eletrônicas de alguns elementos extraídos da Tabela Periódica.

Elemento	Distribuição eletrônica
A	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
B	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$
C	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

A partir dos dados da tabela e com base nos seus conhecimentos sobre a classificação periódica dos elementos, **NÃO** podemos afirmar que:

- a) O elemento A é um metal alcalino.
- b) O elemento B é um metal de transição.
- c) Os elementos B e C pertencem ao mesmo período.
- d) O elemento B tem raio atômico menor que o elemento C.

Comentários

Questão muito interessante. Primeiramente, é necessário perceber que todas as configurações eletrônicas fornecidas estão no estado fundamental.

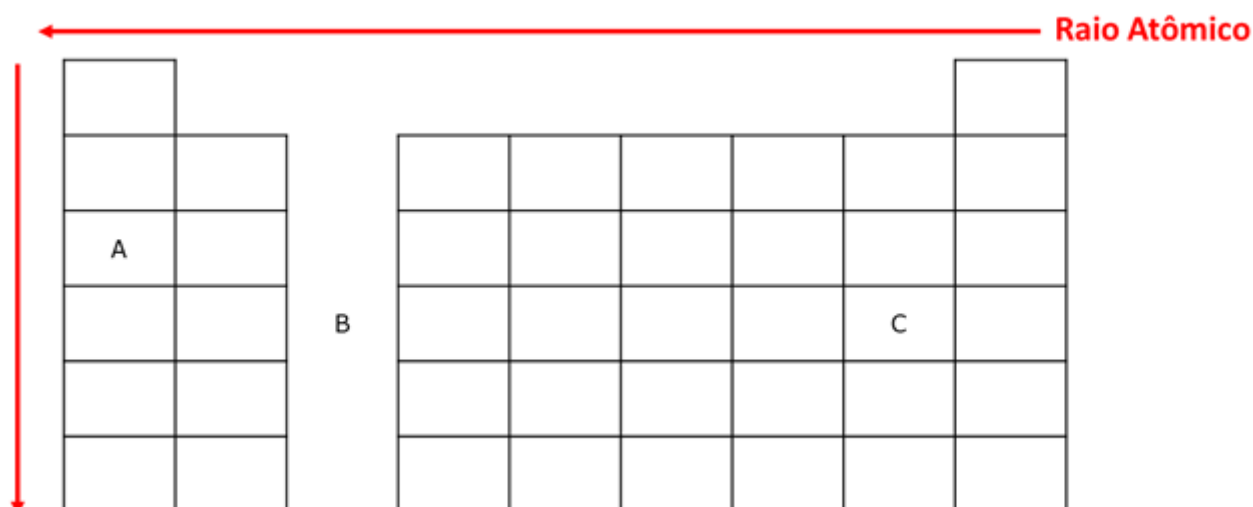


O elemento A pertence ao terceiro período e sua configuração eletrônica termina em $3s^1$, portanto, é um metal alcalino (família I-A ou 1). Portanto, a letra **a)** está correta.

O elemento B pertence ao quarto período e sua configuração termina em $4s^23d^4$. Trata-se, portanto, de um metal de transição da família VI-B ou 6. Portanto, a letra **b)** está correta.

Já o elemento C pertence ao quarto período e sua configuração termina em $4s^24p^5$. Trata-se, portanto, de um halogênio (família VII-A ou 17). Portanto, a letra **c)** está correta.

Vamos dispor os elementos na Tabela Periódica para avaliar a letras **d)**. Devemos nos lembrar, ainda, que, na Tabela Periódica, o raio atômico cresce para baixo e para a esquerda.



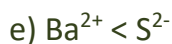
Podemos ver que o elemento C é mais eletronegativo que o elemento B, porque está mais à direita. Logo, a letra **d)** está correta.

Gabarito: D

22. (IME – 2013)

Dados os íons ${}_{16}S^{2-}$; ${}_{19}K^+$; ${}_{56}Ba^{2+}$, indique qual das relações abaixo apresenta os íons isoeletrônicos em ordem correta de raio iônico.

- a) $K^+ > S^{2-}$
- b) $Ba^{2+} = S^{2-}$
- c) $Ba^{2+} > S^{2-}$
- d) $K^+ < S^{2-}$



Comentários

A questão fez duas exigências. A primeira é encontrar íons isoeletrônicos. Note que K^+ possui 18 elétrons, S^{2-} possui 18 elétrons e Ba^{2+} possui 54 elétrons. Sendo assim, K^+ e S^{2-} são isoeletrônicos, mas Ba^{2+} e S^{2-} não são. Diante disso, já eliminamos as letras **b), d) e e).**

Entre dois íons isoeletrônicos, apresenta maior raio iônico aquele que possui a menor carga nuclear, tendo em vista que, quanto maior a carga nuclear, maior será a atração entre núcleo e elétron mais externo.

Portanto, o íon K^+ é menor que o íon S^{2-} , já que a carga nuclear deste é 16 e a daquele é 19.

Concluimos, portanto, que $\text{K}^+ < \text{S}^{2-}$.

Gabarito: D

23. (TFC – Inédita)

Em 1839, o físico Alexandre Edmond Becquerel (1820–1891) descobriu, experimentalmente, o efeito fotoelétrico, aos 19 anos de idade. O efeito fotoelétrico tem até muitas aplicações, como o controle remoto.

A energia solar incide sobre uma chapa metálica, removendo seus elétrons, o que permite a criação de uma corrente elétrica. Para garantir maior eficiência, o material usado na fabricação de uma célula fotoelétrica deve ter:

- a) ductibilidade.
- b) elevado brilho metálico.
- c) baixo ponto de fusão.
- d) baixa energia de ionização.
- e) alta eletronegatividade

Comentários

Excelente questão que requer interpretação da material. A produção de corrente elétrica acontece quando os elétrons são arrancados do material.

Sendo assim, o material deve ter facilidade de perder esses elétrons, o que requer uma baixa energia de ionização.

Gabarito: D

24. (TFC – Inédita)

Com relação às propriedades periódicas, assinale o que for correto.



- a) No mesmo período, da esquerda para a direita na Tabela Periódica, devido ao aumento da carga nuclear, os elétrons da eletrosfera são mais fortemente atraídos, o que causa uma diminuição do raio atômico.
- b) Quanto maior for o raio atômico, maior será a afinidade eletrônica.
- c) O aumento da energia de ionização, com o aumento de Z , está diretamente relacionado ao aumento do raio atômico.
- d) A energia de ionização diminui de baixo para cima em uma família da Tabela Periódica, devido à diminuição da atração do núcleo sobre os elétrons mais externos.
- e) A eletronegatividade de um átomo é medida pela quantidade de energia liberada quando um átomo gasoso, isolado e no seu estado fundamental, recebe um elétron.

Comentários

Questão muito interessante. Vamos analisar os itens individualmente.

a) No mesmo período, de fato, a maior carga nuclear aumenta a atração entre o núcleo o elétron mais externo. Como esse elétron sente uma carga nuclear efetiva maior, ele tenderá a ficar mais próximo do núcleo, diminuindo o raio atômico. Afirmação correta.

b) Quanto maior o raio atômico, mais fraca é a atração entre o núcleo e os elétrons mais externos, tendo em vista que a força elétrica diminui com o quadrado da distância entre duas cargas. Sendo assim, o raio atômico grande faz que o núcleo tenha maior dificuldade em atrair elétrons, o que reduz a sua afinidade eletrônica. Afirmação errada.

c) Quanto menor o raio atômico, mais forte será a atração entre o núcleo e o elétron mais externo. Portanto, mais difícil será remover esse elétron. Logo, a energia de ionização aumenta. Sendo assim, a afirmação está errada.

d) Na verdade, a energia de ionização cresce de baixo para cima na Tabela Periódica. Quando vamos para cima na Tabela Periódica, o raio atômico diminui, porque estamos diminuindo o período e o número de camadas do elemento. Afirmação errada.

e) A alternativa seria uma perfeita descrição da afinidade eletrônica. Realmente, para a afinidade eletrônica, o átomo deve estar isolado e no estado gasoso. Dessa forma, ele estará isolado de qualquer efeito referente a alguma ligação química ou a forças intermoleculares. Afirmação errada.

Gabarito: A



25. (TFC – Inédita)

No cultivo de plantas, os íons de potássio e de cálcio são utilizados como nutrientes, já os íons escândio são usados para a germinação de sementes. Os três íons são oriundos de átomos de elementos químicos constituintes de um mesmo período da Tabela Periódica. Apesar de apresentarem o mesmo número de níveis eletrônicos, esses elementos químicos diferem em outras propriedades, como mostrado na tabela.

Elemento químico	Configuração eletrônica, em ordem crescente de energia	Raio atômico, pm	1ª energia de ionização, kJmol^{-1}	2ª energia de ionização, kJmol^{-1}
potássio, $_{19}\text{K}$	$[\text{Ar}]4s^1$	186	419	3069
cálcio, $_{20}\text{Ca}$	$[\text{Ar}]4s^2$	197	590	1145
escândio, $_{21}\text{Sc}$	$[\text{Ar}]4s^23d^1$	144	631	1235

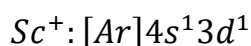
Considerando-se essas informações, é correto afirmar:

- A configuração eletrônica do íon Sc^+ (g) é igual à configuração eletrônica do átomo Ca (g), quando ambas as espécies se encontram no estado gasoso e no estado fundamental.
- A atração entre os prótons e os elétrons no átomo de cálcio é maior do que entre essas partículas no átomo de potássio.
- A energia necessária para a retirada do terceiro elétron da camada de valência do átomo do escândio é menor do que $1\,235\text{kJmol}^{-1}$.
- A energia absorvida na formação do cátion bivalente do cálcio é maior do que a necessária para a formação do íon potássio com carga +2.
- O cátion Ca^{2+} , presente no cloreto de cálcio, $\text{CaCl}_2(\text{s})$, apresenta configuração eletrônica igual à do cátion Sc^{3+} , no fluoreto de escândio, $\text{ScF}_3(\text{s})$.

Comentários

Questão bastante interessante.

- O primeiro elétron deve ser retirado sempre do orbital mais externo. No caso do escândio, o orbital **4s**, não o orbital **3d**. Portanto, a configuração eletrônica do íon Sc^+ (g) é:



Afirmativa errada.

- Como o raio atômico do cálcio é maior que o do potássio, os elétrons do cálcio são menos atraídos pelo núcleo. Lembre-se que a força de atração elétrica decresce com a distância. Afirmativa errada.
- O valor fornecido de 1235 kJ/mol foi para retirar o segundo elétron do escândio. Para retirar o terceiro, certamente a energia de ionização é maior. Afirmativa errada.
- A energia necessária para formar o cátion Ca^{2+} é a soma:

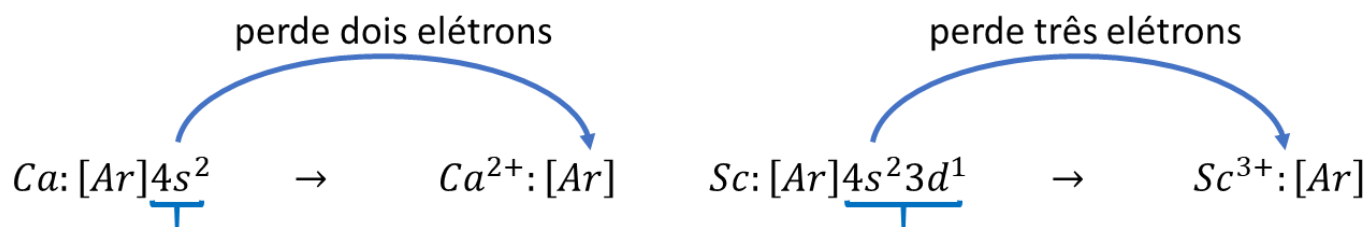
$$E_{\text{Ca}^{2+}} = 590 + 1145 = 1735$$

Já a energia necessária para formar o cátion K^{2+} é a soma.

$$E_{\text{K}^{2+}} = 419 + 3069 = 3488$$

Logo, a energia necessária para formar o cátion Ca^{2+} é menor do que a necessária para formar o íon K^{2+} . Afirmativa errada.

e) De fato, ambos apresentarão a mesma configuração eletrônica do argônio. Afirmativa correta.



Gabarito: E

26. (ITA – 2006)

Considere as afirmações abaixo, todas relacionadas a átomos e íons no estado gasoso:

- I. A energia do íon Be^{2+} , no seu estado fundamental, é igual à energia do átomo de He neutro no seu estado fundamental.
- II. Conhecendo a segunda energia de ionização do átomo de He neutro, é possível conhecer o valor da afinidade eletrônica do íon He^{2+} .
- III. Conhecendo o valor da afinidade eletrônica e da primeira energia de ionização do átomo de Li neutro, é possível conhecer a energia envolvida na emissão do primeiro estado excitado do átomo de Li neutro para o seu estado fundamental.
- IV. A primeira energia de ionização de íon H^- é menor do que a primeira energia de ionização do átomo de H neutro.
- V. O primeiro estado excitado do átomo de He neutro tem a mesma configuração eletrônica do primeiro estado excitado do íon Be^{2+} .

Então, das afirmações acima, estão CORRETAS:

- a) apenas I e III.
- b) apenas I, II e V.
- c) apenas I e IV.
- d) apenas II, IV e V.
- e) apenas III e V.

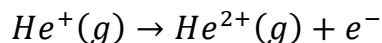
Comentários

Vamos analisar os itens individualmente.

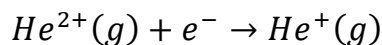


I – O íon Be^{2+} é isoeletrônico do He, porém, apresenta um número maior de elétrons. Sendo assim, o íon Be^{2+} deve apresentar maior energia de ionização no estado fundamental. Afirmativa errada.

II – A segunda energia de ionização do hélio neutro é dada pela reação.



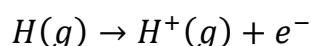
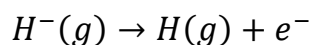
Por outro lado, a afinidade eletrônica do íon He^{2+} é dada pela reação inversa.



Portanto, a afinidade eletrônica do íon He^{2+} é igual em módulo, mas tem o sinal oposto da segunda energia de ionização do He. Afirmativa correta.

III – Tanto a afinidade eletrônica como a primeira energia de ionização dizem respeito ao átomo de lítio no seu estado fundamental. Nenhuma das duas propriedades traz nenhuma informação sobre o primeiro estado excitado. Afirmativa errada.

IV – Vamos escrever as duas reações de ionização.



Dessa maneira, a ionização do íon hidreto (H^-) envolve afastar um elétron de uma carga neutra. Já a ionização do átomo de hidrogênio (H^+) envolve afastar um elétron de uma carga positiva, o que é bem mais difícil, portanto, requer mais energia. Afirmativa correta.

V – Tanto o íon Be^{2+} como He possuem como estado fundamental a configuração $1s^2$ e como primeiro estado a configuração $1s^1 1p^1$. Afirmativa correta.

Portanto, os itens II, IV e V estão corretos.

Gabarito: D

27. (IME – 2005)

Considerando os elementos químicos Be, B, F, Ca e Cs, classifique-os em ordem crescente de acordo com as propriedades periódicas indicadas:

- raio atômico;
- primeira energia de ionização.

Comentários



Primeiramente vamos organizar os elementos fornecidos nas suas respectivas posições na Tabela Periódica.

	Be	B		F	
	Ca				
Cs					

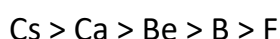
Agora, nós devemos lembrar do sentido de crescimento das propriedades trabalhadas na questão:

- O raio atômico cresce para baixo e para a esquerda;
- A energia de ionização cresce no sentido inverso do raio atômico, porém, há exceções.

Para o raio atômico, primeiramente consideraremos que o período é o fator principal para determinar o tamanho do átomo. Portanto, o cézio (Cs) é o maior e o cálcio (Ca) é o segundo maior.

Dentre os elementos do segundo período, o raio atômico cresce para a esquerda, portanto, o berílio (Be) é o maior dos três e o flúor (F) é o menor.

Logo, a ordem dos raios atômicos é:

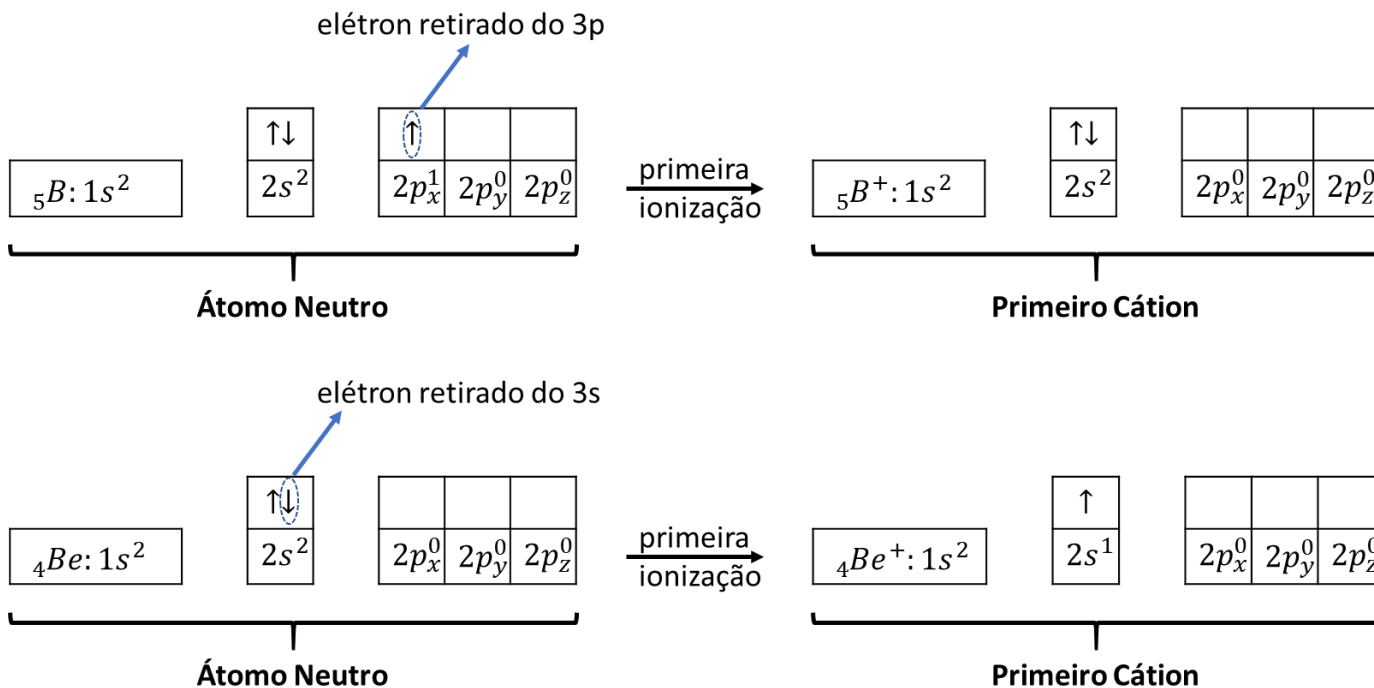


No caso das energias de ionização, devemos nos lembrar que o boro (família III-A) é uma exceção e apresenta menor energia de ionização que o berílio (Be). Portanto, a ordem das energias de ionização é:



É interessante explicar a razão para que o boro seja a exceção. No caso do boro, o elétron é retirado do **3p**, que é um orbital mais externo que o orbital **3s**, de onde é retirado o elétron do berílio.





Gabarito: discursiva

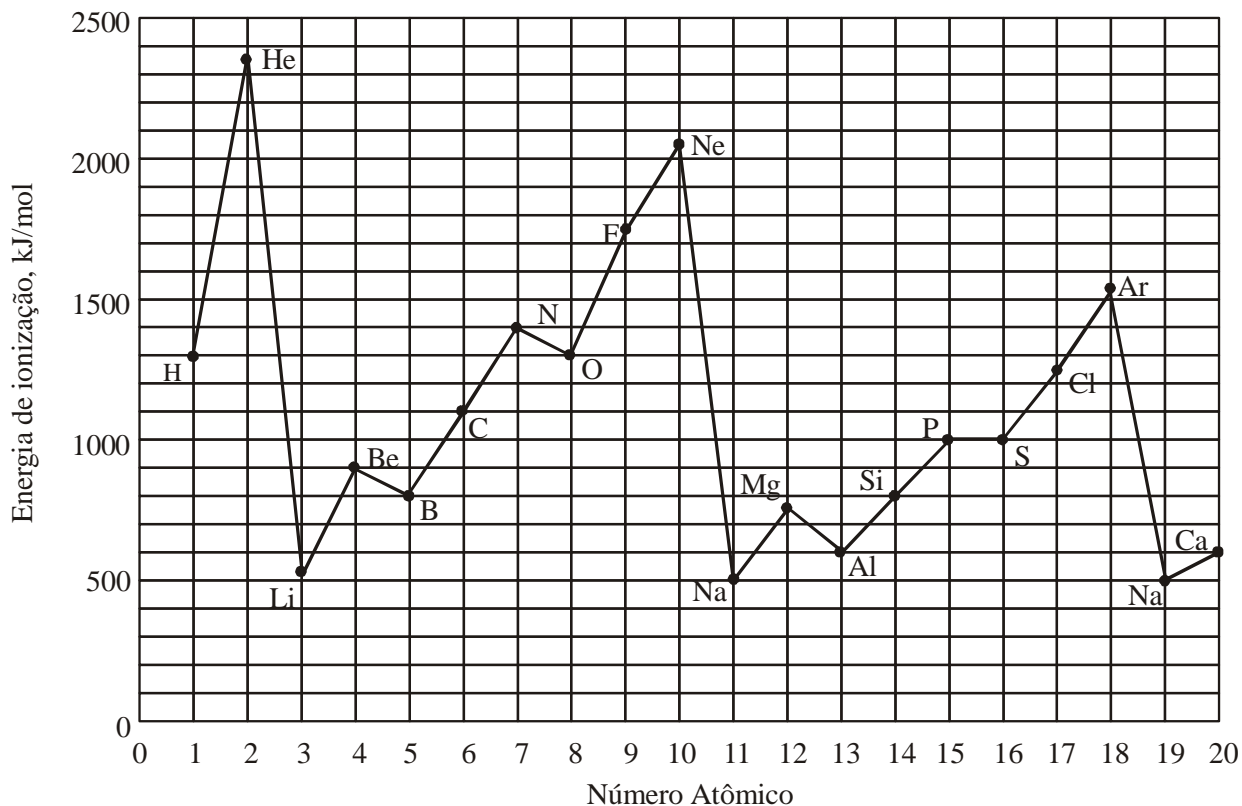
28. (IME – 2004)

A incidência de radiação eletromagnética sobre um átomo é capaz de ejetar o elétron mais externo de sua camada de valência. A energia necessária para a retirada deste elétron pode ser determinada pelo princípio da conservação de energia, desde que se conheça sua velocidade de ejeção.

Para um dado elemento, verificou-se que a velocidade de ejeção foi de $1,00 \times 10^6$ m/s, quando submetido a 1070,9 kJ/mol de radiação eletromagnética.

Considerando a propriedade periódica apresentada no gráfico (Energia de Ionização x Número Atômico) e a massa do elétron igual a $9,00 \times 10^{-31}$ kg, determine:

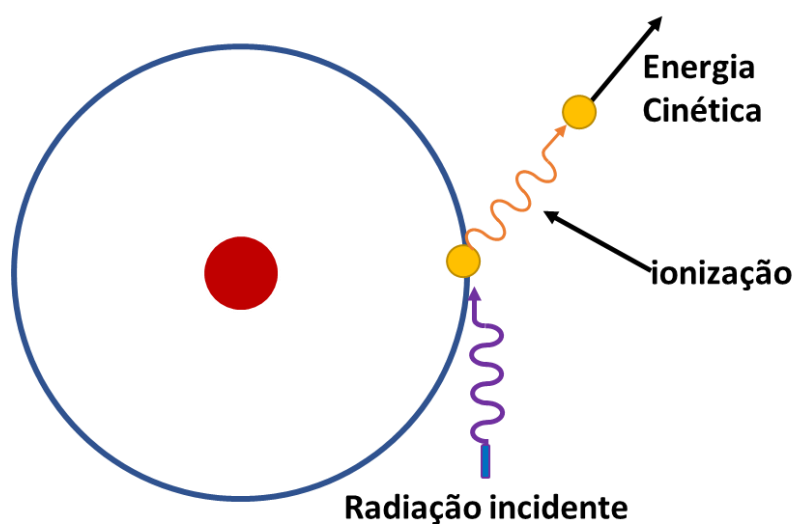




- o elemento em questão, sabendo que este pertence ao terceiro período da Tabela Periódica;
- o número atômico do próximo elemento do grupo;

Comentários

Trata-se de uma questão que trata a Lei da Conservação de Energia, de maneira semelhante ao Efeito Fotoelétrico.



A energia da radiação incidente é dividida em duas partes: uma parte serve para ionizar o elétron e o que resta para lhe conferir energia cinética.

$$E_{\text{incidente}} = E_{\text{ionização}} + E_{\text{cinética}}$$

A energia cinética dos elétrons removidos é dada pela expressão conhecida da Física.

$$E_{\text{cinética}} = \frac{mv^2}{2}$$

A massa de um mol de elétrons é igual ao produto da massa de um elétron pelo número de Avogadro.

$$m = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 9,1 \cdot 10^{-34} = 54,8 \cdot 10^{23-34} = 54,8 \cdot 10^{-11} = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

Agora, podemos calcular a energia cinética dos elétrons.

$$E_{\text{cinética}} = \frac{mv^2}{2} = \frac{5,5 \cdot 10^{-10} \cdot (1 \cdot 10^6)^2}{2} = 2,7 \cdot 10^{-10} \cdot 1 \cdot 10^{12} = 2,7 \cdot 10^2 = 270$$

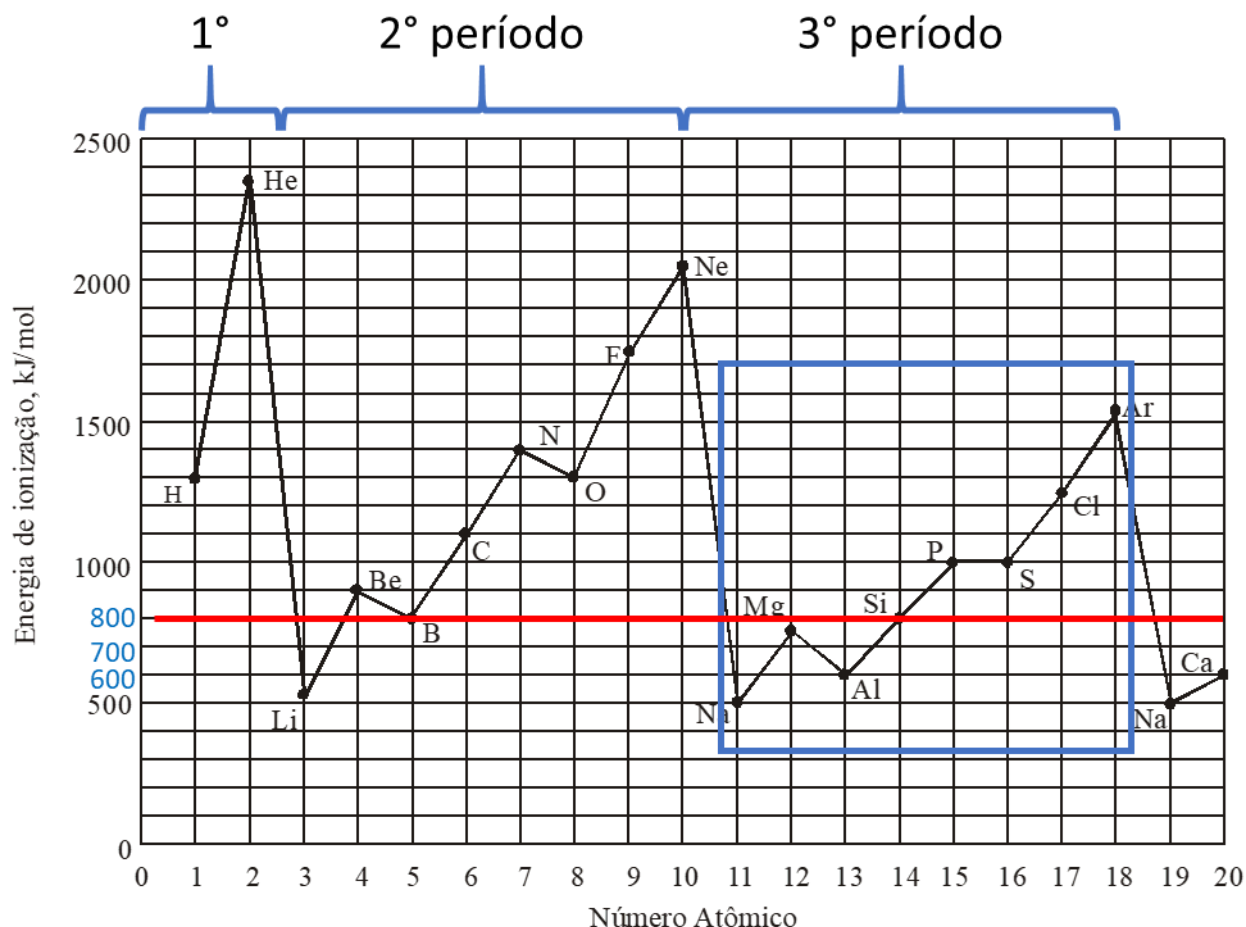
Dessa maneira, aplicando a Lei da Conservação da Energia, podemos calcular a energia de ionização do elemento.

$$E_{\text{incidente}} = E_{\text{ionização}} + E_{\text{cinética}}$$

$$\therefore E_{\text{ionização}} = E_{\text{incidente}} - E_{\text{cinética}} = 1070 - 270 = 800 \text{ kJ/mol}$$

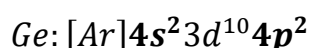
Olhando no gráfico de dados fornecidos e lembrando-nos que o átomo deve ser do terceiro período, temos. No gráfico, os períodos podem ser identificados facilmente pelos gases nobres que estão assinalados, que sempre corresponde aos picos do raio atômico.





Portanto, o elemento que possui energia de ionização igual a 800 kJ/mol é o silício (Si).

O silício pertence à família IV-A. O gás nobre do terceiro período é o argônio (Z = 18), como fornecido pelo gráfico. O próximo elemento da mesma família do silício é o germânio, cuja configuração eletrônica no estado fundamental é:



Portanto, o número atômico do germânio é.

$$Z = 18 + 2 + 10 + 2 = 32$$

Gabarito: Si; 32

29. (TFC – Inédita)

O selênio é um antioxidante que tem se mostrado eficiente no combate ao câncer. Entre as principais fontes do elemento para o ser humano, encontram-se a castanha-do-pará e o feijão fradinho.

Considerando-se essas informações e a Tabela Periódica, é correto afirmar:

- O raio iônico do íon Se^{2-} é menor do que o do íon S^{2-} .
- O raio atômico do átomo de selênio é maior que o do átomo de enxofre.
- O átomo de selênio está localizado em um período inferior ao átomo de criptônio.
- A primeira energia de ionização do átomo de enxofre é menor que a do átomo de selênio.

Comentários

A questão aborda os elementos da família VI-A. É interessante nos lembrarmos da frase: “**OS SeTe Porquinhos**”. Também devemos nos lembrar dos gases nobres: “**Hélio Negou Arroz a Kristina e Xerém a Renata**”

	I-A 1	II-A 2	III-A 3	IV-A 4	V-A 5	VI-A 6	VII-A 7	VIII-A 8
								He
						O		Ne
						S		Ar
						Se		Kr
						Te		Xe
						Po		Rn

Também devemos nos lembrar que, na Tabela Periódica, o raio atômico cresce para baixo e para a esquerda.

Agora, vamos analisar os itens oferecidos.

a) O enxofre (S) e o selênio (Se) pertencem à mesma família VI-A, portanto, possuem 6 elétrons na camada de valência. Os seus ânions bivalentes possuem, portanto, 8 elétrons na camada de valência. Porém, como o selênio está em um período superior ao enxofre, o fato de apresentar mais camada faz que o raio iônico do Se^{2-} (íon seleneto) seja maior que o raio iônico do S^{2-} (íon sulfeto). Afirmação errada.



b) Como o raio atômico cresce para baixo na Tabela Periódica, de fato, ele cresce do oxigênio para o selênio. Afirmação correta.

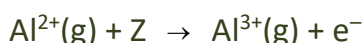
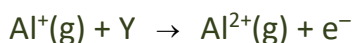
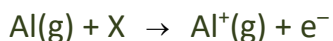
c) Tanto o selênio como o criptônio pertencem ao 4° nível, logo, apresentam o mesmo número de camadas (4 camadas). Afirmação errada.

d) A energia de ionização cresce no sentido inverso do raio atômico. Isso acontece porque, quanto maior o raio atômico, menor a atração entre o núcleo e o elétron. Dessa forma, ela cresce para cima, e a energia de ionização do oxigênio é a maior entre os elementos da família VI-A. Afirmação errada.

Gabarito: B

30. (TFC – Inédita)

Considere as seguintes reações partindo do átomo de alumínio no estado gasoso:



X, Y e Z correspondem ao valor de energia necessária para remover um ou mais elétrons de um átomo isolado no estado gasoso. A alternativa que apresenta corretamente os possíveis valores de X, Y e Z, respectivamente, é:

- a) 578 kJ, 1820 kJ e 2750 kJ.
- b) 2750 kJ, 1820 kJ e 578 kJ.
- c) 578 kJ, 820 kJ e 250 kJ.
- d) 2250 kJ, 820 kJ e 578 kJ.

Comentários

Nas reações mostradas, tem-se um átomo isolado no estado gasoso perdendo um elétron. Perder um elétron corresponde a uma **ionização**.

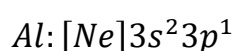
Portanto, a propriedade trabalhada é a energia de ionização.



Devemos saber, ainda, que a segunda energia de ionização é sempre maior que a primeira. E que a terceira energia de ionização é sempre maior que a segunda.

Isso acontece, porque a primeira ionização consiste em afastar uma carga negativa de uma carga positiva. Já a segunda ionização consiste em afastar uma carga negativa de duas cargas positivas, o que é bem mais difícil. A terceira ionização, por sua vez, consiste em afastar uma carga negativa de três cargas positivas, o que é ainda mais difícil.

Além disso, particularmente, no caso do átomo de alumínio, a segunda energia de ionização deve ser bem maior que a primeira, porque a configuração eletrônica do alumínio no estado fundamental é:



Portanto, o primeiro elétron é retirado do subnível **3p**, mas o segundo elétron é retirado de um subnível mais interno: o **3s**. Assim, como há uma mudança de subnível, a mudança da primeira para a segunda energia de ionização deve ser consideravelmente grande.

Por outro lado, a diferença entre a segunda e a terceira energia de ionização não deve ser tão grande, porque os dois elétrons são retirados do subnível **3s**.

Sendo assim, a primeira energia de ionização é a menor (578 kJ), a segunda é de 1820 kJ e a terceira é a maior (2750 kJ).

Gabarito: B

31. (TFC – Inédita)

Baseado nos seus conhecimentos sobre a Classificação Periódica dos Elementos, analise as afirmações a seguir.

- I. O raio atômico do Criptônio (K) é maior que o raio atômico do Potássio (K).
- II. O raio atômico do Carbono (C) é menor que o raio atômico do Chumbo (Pb).
- III. A energia de ionização do Potássio (K) é menor que a energia de ionização do Sódio (Na).
- IV. O raio atômico do cátion Na^+ é maior que o raio atômico do ânion O^{2-} .

Assinale a alternativa correta.



- Apenas III está correta.
- Apenas I, II e III estão corretas.
- Apenas II, III e IV estão corretas.
- Apenas II e III estão corretas.

Comentários

Primeiramente, vamos posicionar os elementos na Tabela Periódica. Lembre-se das frases

- família I-A: “Hoje Li **Na** Karas que Robetro Carlos está na França” e família V-A: “Na padaria, **assei** sabarosos biscoitos”
- família II-A: “Be Margarida Casou com o Sr Barão do Rádio”
- família IV-A: “**Comi** siri gelado sendo **Proibido**”
- família V-A: “Na Padaria, **Assei** saborosos Biscoitos”
- família VI-A: “**OS** SeTe Porquinhos”
- família VII-A: “**Ficou** Claro que a Brahma Imitou a Antártica”

O raio atômico cresce para baixo e para a esquerda.

						He
		C		O	F	Ne
Na						Ar
K			As			Kr
	Ba					Xe
		Pb				Rn

Vamos analisar as afirmações:

- Como o potássio está à esquerda do criptônio, o seu raio atômico é maior. Afirmativa errada.
- Como o carbono está abaixo do chumbo, o seu raio atômico é menor. Afirmativa correta.
- A energia de ionização cresce para cima na Tabela Periódica, portanto, a energia de ionização do sódio é maior que a do potássio. Afirmativa correta.



- d) Podemos obter os números atômicos do sódio e do oxigênio da tabela, caso você não os saiba de cabeça.

O sódio vem logo depois do neônio ($Z = 10$), sua configuração é Na: $[\text{Ne}]3s^1$, portanto, possui 11 elétrons.

O oxigênio vem depois do hélio ($Z = 2$), sua configuração é O: $1s^2 2s^2 2p^4$, portanto, possui 8 elétrons.

Os íons ${}_{11}\text{Na}^+$ e ${}_{8}\text{O}^{2-}$ são isoeletrônicos, pois possuem a camada de valência do neônio, com 10 elétrons. Portanto, o maior íon é aquele que possui o menor número atômico. Sendo assim, o íon do oxigênio tem maior raio iônico. Afirmativa errada.

Portanto, as afirmativas II e III estão corretas.

Gabarito: D

32. (TFC – Inédita)

O estrôncio-90 (ou ${}^{90}_{38}\text{Sr}$) é um isótopo radioativo muito perigoso ao ser humano. Uma vez contaminado, o modo mais fácil de livrar a pessoa da radiação é ministrando-lhe doses de cálcio. O cálcio é capaz de substituir o estrôncio, permitindo que ele seja liberado pelo sistema excretor humano. A substituição do estrôncio pelo cálcio é possível, porque os dois elementos:

- a) apresentam aproximadamente o mesmo raio atômico.
- b) apresentam o mesmo número de elétrons.
- c) ocupam o mesmo grupo da Tabela Periódica, logo têm o mesmo número de elétrons na camada de valência e formam cátions com a mesma carga.
- d) estão localizados no mesmo período da Tabela Periódica.
- e) são radioativos, porém, o cálcio libera menor quantidade de radiação, sendo, portanto, mais facilmente tolerado pelo corpo humano.

Comentários

O estrôncio e o cálcio pertencem à família II-A (ou grupo 2), o que pode ser lembrado facilmente com o auxílio das frases para decorar a Tabela Periódica.

- família II-A: “Be Margarida Casou com o Sr Barão do Rádio”

Diante disso, vamos analisar as afirmações do enunciado.



a) O estrôncio está localizado na mesma família do cálcio, porém, está em um período mais abaixo. Portanto, o estrôncio apresenta maior raio atômico. Afirmação errada.

b) O estrôncio neutro possui 38 elétrons, enquanto o cálcio possui 20 elétrons. Afirmação errada.

c) É isso mesmo. Como eles pertencem à mesma família (ou grupo) da Tabela Periódica, eles apresentam várias propriedades semelhantes. Afirmação correta.

d) O cálcio pertence ao 4º período, enquanto o estrôncio pertence ao 5º período. O estrôncio está logo abaixo do cálcio na Tabela Periódica. Afirmação errada.

e) O fato de um isótopo ser radioativo não afeta suas propriedades químicas. Portanto, o fato de serem radioativos nada tem a ver com o fato de o elemento ser ou não absorvido pelo corpo humano.

Gabarito: C

